Daher, o Forscher, trauet nicht den Schriftstellern, die nur mit der Phantasie sich zu Dolmetschern zwischen der Natur und dem Menschen machen gewollt, sondern bloss jenen, welche nicht an den Zeichen der Natur, sondern an den Wirkungen ihrer eigenen Versuche ihren Geist geübt haben.

Lionardo da Vinci,
Von der Natur ihren Kräften u. Gesetzen

E Wolff

DIE

SCHULE DER CHEMIE.

Ch.
o
149 c

Holzstiche
aus dem xylographischen Atelier
von Friedrich Vieweg und Sohn
in Braunschweig.

Papier
aus der Papier-Fabrik
der Gebrüder Vieweg zu Wendhausen
bei Braunschweig.

DIE

SCHULE DER CHEMIE,

ODER

ERSTER UNTERRICHT IN DER CHEMIE,

VERSINNLICHT DURCH

EINFACHE EXPERIMENTE.

Zum

Schulgebrauch und zur Selbstbelehrung,

insbesondere für

angehende Apotheker, Landwirthe, Gewerbtreibende etc.

Von

Dr. Julius Adolph Stöckhardt,

Königl. Sächs. Hofrath, Professor der Chemie an der Königl. Akademie für Forst- und Landwirthe zu Tharand und K. S. Apothekenrevisor.

Funfzehnte vermehrte und verbesserte Auflage.

Mit zahlreichen neu gestochenen in den Text eingedruckten Holzstichen und einer Farbentafel.

BRAUNSCHWEIG,

DRUCK UND VERLAG VON FRIEDRICH VIEWEG UND SOHN.

1868.

Die Herausgabe einer Uebersetzung in französischer und englischer Sprache, sowie in anderen modernen Sprachen wird vorbehalten.

KGL. BAYER. BIBLIOTHEK BAMBERG

VORWORT

ZUR

ERSTEN AUFLAGE.

Mit lebhaftem Interesse erinnert der Verfasser sich noch an die Zeit, wo er als angehender Apotheker einst unter alten Büchern den Parkes'schen chemischen Katechismus und Hagen's Experimentalchemie antraf. Durch diese beiden Werke wurde ihm die bis dahin ziemlich unverständliche Chemie plötzlich zur liebsten Freundin, zur interessantesten Wissenschaft. Die darin angegebenen Experimente, die sich meistens auf die einfachste Weise in gewöhnlichen Medicinfläschchen, mit Hülfe einiger Glasröhren und einer einfachen Weingeistlampe anstellen liessen, sie waren es, welche die chemische Dämmerung bald in helles Morgenlicht, das unbestimmte Muthmaassen in klare Anschauung umwandelten.

Jedem Anfänger muss in ähnlicher Weise die Chemie unverständlich, ihr Studium schwierig und trocken erscheinen, wenn der Unterricht darin nicht durch Versuche unterstützt und erläutert wird. Durchdrungen von dieser Wahrheit schlug der Verfasser, als er selbst Lehrer geworden, einen Unterrichtsgang ein, bei welchem das Experiment die Hauptsache bildete und die theoretischen Lehren erst aus diesem entwickelt wurden. Da er denselben während einer achtjährigen Lehrerthätigkeit bewährt gefunden hat, so trägt er kein Bedenken, ihn, als einen pädagogischen Versuch, auch der Oeffentlichkeit zu übergeben. Es sind dabei insbesondere folgende Gesichtspunkte festgehalten worden:

1. Die Experimente müssen einfach und gefahrlos sein, damit der Anfänger in den Stand gesetzt werde, sie nach der gegebenen Beschreibung anzustellen und zu wiederholen. Eine einfache Weingeistlampe, ein Dreifuss, ein Löthrohr, ein Platinblech und einige Kochfläschchen, Probirgläschen, Porcellanschälchen und Glasröhren — das ist im Wesentlichen der ganze, nur einige Thaler kostende Apparat für die in diesem Werke vorgeschlagenen Versuche. Gute Bezugsquellen sind am Schlusse angegeben. Zu weiterer Versinnlichung dienen zahlreiche Figuren und Schemata.

2. Die Experimente müssen die Basis, das Fachwerk bilden für die Theorie. Der Anfänger soll daran beobachten, reflectiren, urtheilen lernen, er soll aus ihnen die allgemeinen chemischen Beziehungen und Wahrheiten selbst entwickeln, selbst nacherfinden, und sich auf diese Weise mit der manuellen Fertigkeit zugleich ein geistiges Eigenthum durch eigene Thätigkeit erwerben. Jeder Versuch, jede dabei beobachtete Thatsache wird ihm dann ein Sieg sein der zu neuer Anstrengung aufmuntert. Das Experiment ist aus diesem Grunde immer vorangestellt worden; die Erklärungen, Begriffsbestimmungen, Folgerungen u. s. w. mag der Schüler erst dann nachlesen, wenn die Erscheinungen durch das Experiment ihm zu bekannten Grössen geworden sind.

3. Die Experimente müssen vorzüglich mit bekannten Körpern angestellt werden und bekannte Erscheinungen erklären. Bei der Unzahl von chemischen Elementen und Verbindungen ist es unerlässlich, eine Sonderung der minder wichtigen von den wichtigeren eintreten zu lassen und dem Anfänger nur die letzteren ausführlich darzubieten. Es ist ihm jedenfalls das Zuwenig gesünder als das Zuviel. Chemisch lesen zu lehren, das ist die eigentliche Aufgabe dieses Werkchens, und dazu reicht es hin, wenn nur die wichtigsten chemischen Körper und Erscheinungen, d. h. diejenigen, welche entweder im gewöhnlichen Lebensverkehr häufig vorkommen, oder aber vorzugsweise zur Begründung wissenschaftlicher Sätze geeignet erscheinen, dem Schüler bekannt werden.

4) Die Experimente müssen in natürlicher Reihenfolge vom Bekannten zum Unbekannten aufsteigen. Die überraschenden Resultate, welche durch die Jacotot'sche und

Robertson'sche Methode des Sprachunterrichts erlangt worden sind, sie verdienen gewiss in hohem Grade auch die Aufmerksamkeit der Lehrer der Naturwissenschaften. *Cum grano salis* auf den naturwissenschaftlichen Lehrstoff angewendet, dürften die Principien dieser naturgemässen und anregenden Methoden sicherer zu erfreulichen Ergebnissen führen als die übliche, starr-systematische, sogenannte wissenschaftliche Behandlung, bei der der Anfänger, statt freudig von der Anschauung zum Begriff, vom Begriff zur Idee emporzuklettern, oft nur seufzend unter einem todten Ballast von aufgestapelten Notizen und Namen seine Strasse zieht. In diesem Werkchen ist die jetzt herrschende Anordnung und Eintheilung des chemischen Unterrichtsstoffes zwar im Allgemeinen festgehalten worden, bei der Ausführung im Einzelnen dagegen hat der Verfasser nie Anstand genommen, von dem systematischen Gange in allen Fällen abzuweichen, wo durch diese Abweichung dem Auffassungsvermögen des Anfängers eine Erleichterung geboten werden konnte. Das Einrangiren der zu einer Gruppe gehörigen Individuen in systematische Reihen und Glieder soll später von dem Schüler selbst vorgenommen werden, und zwar erst dann, wenn er die persönliche Bekanntschaft der ersteren bereits gemacht hat. Ein Rückblick am Schlusse jeder Gruppe enthält eine Zusammenstellung der in derselben vorgekommenen theoretischen Lehrsätze. Die zum Studium der Chemie, namentlich zum chemischen Experimentiren, unentbehrlichen physikalischen Grundlehren gehen der Betrachtung des Wassers, der Luft und der Kohle voran.

In Bezug auf die Form der Darstellung ist zu erwähnen, dass der Verfasser nur dem einen Ziele nachgestrebt hat: die streng wissenschaftliche chemische Sprache ins Populäre zu übersetzen, d. h. fasslich und verständlich zu schreiben, damit Jeder, der Lust hat, die Chemie näher kennen zu lernen, sich auch ohne Lehrer so weit ausbilden könne, um andere chemische Schriften zu verstehen. Sollte er in diesem Bestreben hier und da zu weit gegangen sein oder vielleicht dem alten bewährten „*iter breve per exempla*" eine zu grosse Berücksichtigung geschenkt haben, so glaubt er doch, im Hinblick auf die grosse Schwierigkeit, bei so reichem Material die rechte Mitte zu treffen, auf einen milden Richterspruch hoffen zu dürfen. Das Eine sei hier nur noch bemerkt, dass die vielen

Beispiele und Hinweisungen auf die Anwendung der Chemie nicht sowohl um des materiellen oder professionellen, als vielmehr um des pädagogischen Nutzens willen aufgenommen worden sind; dieselben sind nämlich immer so an chemische oder physikalische Erscheinungen, an die Eigenschaften der Körper etc. angereiht worden, dass sie einerseits ein Hülfsmittel zum Verständniss der Theorie, andererseits ein mnemonisches Mittel zum Einprägen und Festhalten der letzteren abgeben sollen.

Die Chemie ist, abgesehen von ihrer Nützlichkeit, die Niemand bestreiten wird, eine so schöne Wissenschaft: sie macht uns erst recht heimisch in unserer allernächsten Nähe; sie giebt uns den Schlüssel zu den allergewöhnlichsten Naturerscheinungen, zu den zahllosen Veränderungen, die ohne Unterbrechung um uns her vor sich gehen; sie zeigt auch im Kleinsten das Walten einer ewigen Ordnung und Weisheit; sie bildet das Beobachtungsvermögen und den Scharfblick so des Auges wie des Geistes. Und doch wird sie immer noch nicht als ein allgemeines Bildungsmittel anerkannt, noch nicht in allen Gymnasien, in allen Seminarien gelehrt! Eine Wissenschaft, die uns Aufschluss giebt über die gewöhnlichsten Erscheinungen in der Natur, sollte nicht jedem nach Bildung strebenden Menschen von hohem Interesse sein? Eine Wissenschaft, die uns zeigt, dass auch im Kleinsten eine ewige Weisheit, Ordnung und Gesetzmässigkeit herrscht, sollte nicht auch einen wohlthätigen Einfluss auf das moralische Gefühl des Menschen ausüben? Eine Wissenschaft, welche das Beobachtungs- und Urtheilsvermögen des Menschen schärft, sollte nicht auch um des pädagogischen Nutzens willen, als formales Bildungsmittel, Eingang in höheren Bildungsanstalten verdienen? Kann ein Geistlicher, ein Schulmann, ein Gebildeter überhaupt, unwissend bleiben in den gemeinsten Wahrheiten, die in wenigen Jahrzehnten Eigenthum, wenn auch nicht aller, doch sehr vieler Handwerker und Landleute sein werden?

Die Befürchtung, dass durch die Aufnahme der Chemie unter die Unterrichtsgegenstände für Gymnasien und Seminarien den übrigen Disciplinen zu viel Zeit entzogen werde, wird kaum als eine erhebliche anzusehen sein, da ein halbjähriger Cursus von wöchentlich nur zwei Stunden einem umsichtigen Lehrer schon genügen würde, um den Zöglingen der obersten Classe

die Grundwahrheiten der Chemie zum klaren Bewusstsein zu bringen. Eben so unbegründet ist die Beschuldigung, dass die Chemie zu nützlich sei und den Materialismus befördere. Zu leugnen ist es allerdings nicht, dass der chemische Unterricht, gerade so wie der Unterricht in Sprachen, Geographie, Mathematik u. s. w. in der Hand eines geistlosen Führers zum fleischlosen Skelett, zur tönenden Schelle werden kann; der Vorwurf trifft nur dann nicht die Wissenschaft, sondern den ungeschickten Priester derselben. So lange man es einer Pflanze nicht als einen Tadel anrechnet, wenn sie nebst einer duftigen Blüthe zugleich eine erquickende Frucht trägt, so lange wird auch die Chemie nicht darüber zu erröthen brauchen, dass sie nicht nur ein Culturmittel für unsern Geist, sondern auch ein Beförderungsmittel unserer materiellen Wohlfahrt ist.

Chemnitz, im Mai 1846.

Julius Adolph Stöckhardt.

VORWORT
ZUR
FUNFZEHNTEN AUFLAGE.

Als ich vor 22 Jahren mein chemisches Schifflein mit der Flagge: Versuch, die Chemie geniessbar für Laien zu machen, vom Stapel laufen liess, da hoffte ich wohl auf eine leidliche Küstenfahrt und einen bescheidenen Küstenhandel, das aber wagte ich keineswegs zu hoffen, dass dessen Ladung auch in entfernten Gegenden Nachfrage finden und diese Nachfrage mir die Freude verschaffen würde, funfzehnmal für neue Befrachtung Sorge zu tragen. Mancher erfahrene chemische Pilot hat dem harmlosen Segler in dieser Zeit ein ermunterndes Glückauf

zugerufen, selbst pädagogische Meister haben ihn auf ihrem Ocean willkommen geheissen. Ihnen Allen meinen aufrichtigen Dank! Eine besondere Genugthuung ist es mir gewesen, dass auch die kleinen chemischen Apparate von Hugershoff, Luhme und Comp. und Anderen reichlichen Absatz gefunden haben.

Von den Veränderungen, welche die Schule der Chemie in dieser neuen Auflage erfahren, fällt die eine, äusserliche, von selbst in die Augen. Mein werther Herr Verleger wünschte diese typographischen Verwandlungen dringend und ich hatte keinen Grund, meine Zustimmung zu versagen. Eine weitere Veränderung allgemeinerer Art ist die Einführung des metrischen Gewichts und Maasses. Trug ich früher Bedenken, in einem Werke mit populärer Tendenz quantitative Versuche in Grammen und Litern anzugeben, so sind diese jetzt, wo Apotheker und Aerzte auf sie angewiesen sind, als bekannt genug vorauszusetzen, um ihre Benutzung nicht bloss als zulässig, sondern geradezu als nothwendig anzusehen. Erweiterungen haben nur in beschränktem Maasse Platz gegriffen, da eine bedeutende Anschwellung des Buches seinem Zwecke zuwider gewesen sein würde. Dagegen hat eine sehr gründliche Revision des alten Inhalts stattgefunden, durch welche derselbe, so materiell wie formell, vielfache Verbesserungen erfahren haben dürfte. Ein näheres Eingehen auf die neueren chemischen Theorieen hat zwar unthunlich erscheinen müssen, ich habe jedoch am Schlusse jeder der zwei Hauptabtheilungen ein Bild davon zu entwerfen versucht, wie sich die modernen Anschauungen der chemischen Thatsachen von den bisherigen unterscheiden.

Und so lichte es denn getrost wieder seine Anker, das neubefrachtete Schifflein, und stifte neuen Nutzen und finde neue Freunde!

Tharand, im März 1868.

Julius Adolph Stöckhardt.

ERSTE ABTHEILUNG.

UNORGANISCHE CHEMIE.

(Chemie der mineralischen Stoffe.)

Chemische Vorgänge. Maass und Gewicht.

Chemische Veränderungen und Versuche.

1. **Chemische Veränderungen.** Jedermann weiss, dass ein Stück Eisen sich beim Ausglühen in Hammerschlag, beim Liegen in feuchter Luft oder Erde aber in Rost verwandelt; dass der ausgepresste Saft der Weintrauben nach und nach zu Wein wird und dieser wieder zu Essig; dass Holz in einem Ofen oder Oel in einer Lampe beim Verbrennen verschwindet; dass thierische und Pflanzenstoffe mit der Zeit verderben, zerfallen und endlich gleichfalls verschwinden.

Hammerschlag und Rost sind verändertes Eisen: das Eisen ist hart, zähe, grauweiss und glänzend, in der Glühhitze wird es schwarz, matt und brüchig, in feuchter Luft braungelb und pulverig. Der Wein ist veränderter Most: von dem süssen Geschmack, den der Traubensaft besass, ist an ihm nichts mehr wahrzunehmen, er schmeckt geistig und besitzt eine erwärmende und berauschende Kraft, die in dem Moste nicht vorhanden war. Der Essig ist veränderter Wein: er schmeckt und riecht sauer, statt geistig, und sein Genuss wirkt nicht mehr berauschend, sondern vielmehr kühlend und niederschlagend. Das bei der Verbrennung verschwundene Holz oder Oel müssen wir in der Luft suchen, beide Stoffe verwandeln sich beim Verbrennen in Luftarten; bei dieser Verwandlung wird zugleich Wärme und Licht erzeugt: sie erfolgt unter der Erscheinung von Feuer. Aehnlich

sind die Veränderungen, welche Pflanzen- und Thierstoffe bei längerer Aufbewahrung erleiden, sie verwandeln sich, während sie verfaulen oder verwesen, nach und nach in Luftarten, die zum Theil einen sehr unangenehmen Geruch besitzen.

Solche Vorgänge, bei welchen, oft unter Erwärmung oder Feuererscheinung, das Gewicht, die Form, die Festigkeit, die Farbe, der Geschmack, der Geruch und die Wirkung der Körper verändert werden, so dass aus ihnen neue Körper mit ganz neuen Eigenschaften entstehen, nennt man chemische Vorgänge oder chemische Processe.

2. Allgemeinheit der chemischen Vorgänge. Wohin wir nur blicken auf unserer Erde, überall gewahren wir chemische Processe, auf dem Festlande, in der Luft, wie in der Tiefe des Meeres. Der starre Basalt, die glasartige Lava, sie werden nach und nach mürbe, ihre dunkle Farbe geht in eine hellere über, sie zerfallen zu kleinen und immer kleineren Brocken, sie werden endlich zu Erde. Eine Kartoffel, in die Erde gelegt, wird weich, ihr zuvor mehliger Geschmack süss, endlich faulig. Der Keim, der daraus im finsteren Keller zu einem zarten, krankhaft-blassen Schösslinge emportreibt, wächst am Lichte zu einer kräftigen, festen grünen Pflanze heran. Diese saugt aus der feuchten Erde und der Luft ihre Nahrung ein und setzt aus den Bestandtheilen derselben neue Körper zusammen, die vorher weder in der Erde noch in dem Wasser oder der Luft zu finden waren. Ein feines Netzwerk von Zellen und Röhren durchzieht die ganze Pflanze und verleiht ihr Festigkeit, wir nennen sie Pflanzenfaser oder angehendes Holz; in dem Safte, welcher in diesen Zellen auf- und absteigt, finden wir Eiweiss und andere schleimige Stoffe; in den Blättern und dem Stengel einen grünen Farbstoff, das Blattgrün; in den reifen Knollen einen mehligen Körper, die Stärke. Alle diese Stoffe sind unschädlich für die Gesundheit. Wachsen die Kartoffeln dagegen im Dunkeln und ohne Erde, z. B. im Keller, so erzeugt sich in ihren langen, blassen Trieben ein verdächtiger Körper, das Solanin.

Die Knollen der Kartoffelpflanze bilden eins unserer wichtigsten Nahrungsmittel. Das darin enthaltene Stärkemehl lässt sich in Wasser nicht auflösen, im Magen aber erfährt es sehr schnell eine solche Veränderung, dass es aufgelöst oder verdaut und so-

dann als Flüssigkeit dem Blute zugeführt werden kann. Das Blut trifft in den Lungen mit der eingeathmeten Luft zusammen; dabei verändert das Blut seine Farbe, dabei verändert die Luft ihre Beschaffenheit, dabei entwickelt sich die Wärme, die wir in unserem Körper fühlen etc. Wir müssen aus diesen Veränderungen schliessen, dass auch in unserem Körper chemische Processe stattfinden.

3. Lebenskraft und chemische Vorgänge. So lange eine Pflanze oder ein Thier lebt, stehen die chemischen Processe unter der Vormundschaft einer höheren, geheimnissvollen Gewalt, die man Lebenskraft nennt, und werden von dieser gezwungen, die Stoffe zum Bau der Pflanzen- und Thierkörper zu liefern. Die Lebenskraft ist gleichsam der Baumeister, welcher den Riss macht zum Gebäude, und darauf sieht, dass die erforderlichen Materialien durch die chemischen Processe angeschafft und nach seinem Willen verarbeitet werden. Hierbei entstehen zahllose neue Körper, die wir künstlich nachzubilden nicht im Stande sind, z. B. Holz, Zucker, Stärke, Fett, Leim, Fleisch etc. Man nennt sie organische Verbindungen oder Pflanzen- und Thierstoffe, im Gegensatz zu den unorganischen oder Mineralkörpern, welche wir aus ihren Bestandtheilen zusammensetzen, also künstlich nachbilden können. Hört aber das Leben in einer Pflanze oder einem Thiere auf, so erlangen die chemischen Processe die Oberhand, und sie allein sind es, welche, als die Todtengräber der Natur, die alte Wahrheit in Erfüllung gehen lassen: „Was von der Erde ist, soll wieder zur Erde werden.“ Die Blätter der Kartoffelpflanze werden gelb, endlich braun, sie fallen ab und verwandeln sich nach und nach in eine dunkle pulverige Masse (Humus); ja im Laufe der Zeit verschwindet auch diese vollständig, bis auf ein wenig Asche, welche nicht mit flüchtig werden konnte. Was hier in Jahren geschieht, erfolgt in Minuten, wenn wir die trocknen Blätter ins Feuer werfen. Der chemische Vorgang ist in beiden Fällen ein ganz ähnlicher, die Zeit nur ist verschieden, in welcher derselbe vollendet wird: er geht rasch vor sich, als Verbrennung, bei starker Wärme; dagegen langsam, als Verwesung, bei geringer Wärme. Was uns Vernichtung scheint, ist aber nur Verwandlung. Die bei der Verbrennung oder Verwesung nicht vernichteten, sondern nur un-

sichtbar gewordenen Stoffe finden wir, in anderer Form, genau ihrem Gewichte nach in der Luft wieder; aus dieser werden sie durch die in den lebenden Pflanzen vorkommenden chemischen Processe wieder zur Erde herabgezogen.

4. Wichtigkeit der chemischen Kenntnisse. Sehen wir hieraus, wie die unergründliche göttliche Allmacht sich die chemischen Processe zu Dienern bestellte, um durch sie den ewigen Wechsel hervorzubringen, den wir tagtäglich um uns her in der Natur gewahren, und um durch sie ununterbrochen aus dem Tode immer wieder neues Leben hervorzurufen: so wird es von selbst einleuchten, wie bildend und belehrend für jeden denkenden Menschen die Wissenschaft sein muss, die ihm diesen Wechsel erklärt und eine genauere Einsicht in die Wunder der Schöpfung gestattet. Diese tiefere Einsicht wird den menschlichen Geist nicht nur zu höherer Ausbildung und Vervollkommnung führen, sondern sie muss ihn zugleich mit grösserer Bewunderung und inniger Verehrung gegen den erfüllen, der in diesen Wundern uns seine unerforschliche Allmacht und Weisheit offenbart.

Das Interesse an dem chemischen Wissen wird aber auch noch von einer anderen Seite her auf eine mächtige Weise angeregt, durch die nützliche Anwendung nämlich, welche wir von demselben im Leben machen können. Die Chemie lehrt dem Apotheker: Arzneimittel darzustellen; sie lehrt dem Arzte: mit diesen Arzneimitteln Krankheiten zu vertreiben; sie zeigt dem Bergmanne nicht nur die in Gesteinen versteckten Metalle, sondern sie hilft sie ihm auch ausschmelzen und verarbeiten. Chemie, im Bunde mit der Physik, ist vorzugsweise der Hebel gewesen, durch welchen so viele Künste und Gewerbe innerhalb der letztverflossenen Jahrzehnte zu einer so ausserordentlichen Ausbildung gebracht wurden; durch sie sind uns zahllose Bequemlichkeiten des Lebens dargeboten worden, die unsere Aeltern noch entbehren mussten. Dass sie der Landwirth auch als eine unentbehrliche Hausfreundin anzusehen hat, ist selbstverständlich; ist sie es doch allein, welche ihm die Bestandtheile seines Ackerlandes anzeigt, welche ihn bekannt macht mit den Nahrungsmitteln der Pflanzen, die er auf diesem Lande erbauen will, und mit den Mitteln, durch welche er die Fruchtbarkeit seiner Felder zu erhöhen vermag.

5. Chemische Kraft oder Verwandtschaft. Glüht man ein Stück Eisen so lange, bis sich eine starke Rinde von Hammerschlag um dasselbe gebildet hat, und wägt es vor- und nachher, so wird man finden, dass es an Gewicht zugenommen hat: es muss also aus der Luft etwas Wägbares zu demselben getreten sein. Dieses Wägbare ist eine Luftart, die man Sauerstoff nennt; durch ihre Vereinigung mit dem Eisen wird sie fest, man ist aber im Stande, ihr durch andere chemische Processe die Luftform wieder zu geben. Lässt man den Hammerschlag an feuchter Luft längere Zeit liegen, so wird er allmälig zu Rost und wiegt nun abermals mehr als vorher: er hat Wasser und noch etwas Sauerstoff aus der Luft angezogen und sich damit verbunden. Der Hammerschlag besteht demnach aus Eisen und Sauerstoff, der Rost aus Eisen, Sauerstoff und Wasser, welche sich aufs Innigste mit einander vereinigt, welche sich chemisch verbunden haben. Als die Ursache dieser Vereinigung, wie aller chemischen Veränderungen überhaupt, sieht man eine eigenthümliche Kraft an, welche man chemische Kraft oder Verwandtschaft, auch Affinität, genannt hat, und man sagt von Körpern, welche die Fähigkeit besitzen, sich mit einander zu vereinigen: sie haben Verwandtschaft zu einander. Eisen hat sonach in der Glühhitze Verwandtschaft zum Sauerstoff der Luft, bei gewöhnlicher Temperatur aber auch noch zum Wasser. Ein Ducaten verändert weder seine Farbe noch sein Gewicht, man mag ihn glühen oder an feuchter Luft liegen lassen; wir schliessen daraus, dass das Gold zum Sauerstoff und zum Wasser keine Verwandtschaft besitzt.

6. Chemische Versuche. Eine Kraft lässt sich nicht sehen oder mit Händen fassen, wir bemerken sie nur an den Wirkungen, welche sie hervorbringt. Wollen wir wissen, ob ein Feuerstahl magnetische Kraft habe, so halten wir eine Nadel an denselben und beobachten, ob dieselbe angezogen wird oder nicht; wir schliessen dann aus diesem Verhalten auf die Anwesenheit oder Abwesenheit von Magnetismus. Genau denselben Weg, den Weg durch Versuche, muss man einschlagen, um die chemischen Kräfte, die Verwandtschaften der Körper zu einander, kennen zu lernen. Jeder Versuch ist eine Frage, die man an einen Körper richtet, die Antwort darauf erhalten wir durch

eine Erscheinung, d. h. durch eine Veränderung, die wir bald durchs Gesicht oder durch den Geruch, bald durch die übrigen Sinne wahrnehmen. Oben wurde die Frage an das Eisen und Gold gestellt: ob sie Verwandtschaft haben zum Sauerstoff? Das in Hammerschlag verwandelte Eisen gab eine bejahende Antwort auf diese Frage, das unveränderliche Gold eine verneinende. Jede Veränderung, jede neue Eigenschaft, die wir an einem Körper wahrnehmen, ist ein Buchstabe in der chemischen Sprache. Um diese leicht und gründlich zu erlernen, ist es daher vor Allem für den Anfänger erspriesslich, sich im Buchstabiren, d. h. im Anstellen von Versuchen zu üben. Hierzu Anleitung zu geben, ist der Zweck dieses Werkchens, in dem vorzugsweise nur solche Versuche Platz gefunden haben, die einerseits leicht, gefahrlos und ohne grosse Kosten angestellt werden können, andererseits aber geeignet erscheinen, die chemischen Lehren und Gesetze daran zu erkennen und dem Gedächtnisse einzuprägen.

7. Analyse. Synthese. Angewandte und wissenschaftliche Chemie. Vier Hauptfragen sind es besonders, welche der Chemiker an die verschiedenen Naturkörper richtet:

a) Woraus bestehen dieselben? Hier ist ein Stück Knochen. Was wird aus diesem in ei em Ofenfeuer? es wird weisser, leichter und lockerer als vorher (Knochenerde); was aber, wenn es in einem bedeckten Topfe erhitzt wird? es wird leichter und schwarz (Knochenkohle). Wie verhält sich der Knochen in kochendem Wasser oder Wasserdampf? er wird leichter und bleibt weiss, im Wasser aber ist Leim aufgelöst; wie in Salzsäure? er wird durchscheinend, die Knochenerde löst sich auf, dagegen bleibt eine knorpelige Masse zurück, die mit Wasser gekocht in Leim übergeht. Wie verhält sich der Leim im Feuer? er verkohlt in einem bedeckten Gefässe, er verbrennt und verschwindet in einem offenen. Diese wenigen Versuche zeigen, dass in den Knochen eine unverbrennliche Erde und verbrennlicher Leim enthalten sind; sie zeigen zugleich, dass es der verkohlte Leim ist, der die Knochenerde im zweiten Versuche schwarz färbt und sie zu Knochenkohle macht, dass sich Leim wohl in Wasser, nicht aber in Salzsäure auflöst u. a. m. Leim und Knochenerde nennt man die näheren Bestandtheile der Knochen; durch fortgesetzte chemische Processe lassen sich aber

diese noch weiter zerlegen, d. h. in noch einfachere Bestandtheile spalten. In der Knochenerde findet man Phosphor, ein Metall (Calcium) und Sauerstoff; im Leim ausser Kohle (Kohlenstoff) noch drei andere Körper (Sauerstoff, Wasserstoff und Stickstoff). Diese lassen sich auf keine uns bekannte Weise ferner scheiden oder zerlegen und wir nennen sie aus diesem Grunde einfache Körper oder chemische Elemente. Man kennt ihrer bis jetzt einige sechzig, und fast jedes Jahr bringt neuen Zuwachs, der aber eben von keiner wesentlichen Bedeutung für die chemische Wissenschaft oder ihre Anwendung ist, da er aus Elementen besteht, welche nur selten vorkommen. Dieses Trennen der zusammengesetzten Körper in einfache bezeichnet man mit dem Namen: Analyse.

b) Welche Veränderungen erleiden die Körper, wenn man sie mit anderen zusammenbringt? Der aus den Knochen gewonnene Phosphor leuchtet an der Luft und verwandelt sich nach und nach in eine saure Flüssigkeit; er verbindet sich dabei mit dem Sauerstoff der Luft, was das Eisen erst in der Glühhitze thut. Unter lebhaftem Feuer erfolgt diese Verbindung, wenn man den Phosphor gelind erwärmt; auch hierbei bildet sich ein saurer Körper, der aber von dem vorigen verschieden ist. Bringt man diesen mit Kalk zusammen, so entsteht ein neuer Körper, der die grösste Aehnlichkeit mit der Knochenerde hat; er ist auch wirklich künstliche Knochenerde. Die Zahl der neuen Körper, welche durch die Vereinigung der Elemente mit einander oder mit zusammengesetzten Körpern hervorgebracht werden können, ist unendlich, ja es entstehen oft genug ganz verschiedenartige Stoffe, je nachdem man die Vereinigung in der Kälte oder Hitze, im Wasser oder in der Luft, in grösseren oder geringeren Mengen vor sich gehen lässt. Dies ist die Zusammensetzung oder Synthese.

c) Welche nützlichen Anwendungen lassen sich von den chemischen Lehren und Erfahrungen machen? Was der Chemiker gefunden, sei es ein neuer Körper, oder eine neue Eigenschaft an einem schon bekannten, oder eine neue Methode der Zusammensetzung oder Zersetzung, das theilt er dem Apotheker, dem Arzte, dem Landwirthe, dem Fabrikanten und Gewerbtreibenden mit, damit diese ihrerseits Versuche darüber anstellen, ob sich davon irgend ein Vortheil, eine Erleichterung

oder Verbesserung für die Pharmacie, die Heilkunde, die Technik oder die Landwirthschaft erzielen lasse. Der Phosphor entzündet sich von selbst bei gelinder Erwärmung: man benutzt ihn zu Reibzündhölzchen; er wirkt in den Magen gebracht giftig: er ist gegenwärtig das gebräuchlichste Mittel, um Ratten und Mäuse zu vertilgen. In den Samen der Getreidearten hat man, als nie fehlend, die Bestandtheile der Knochenerde, ebenso die des Leims gefunden; der Chemiker schliesst daraus, dass zerkleinerte Knochen ein vorzügliches Düngemittel für Getreide abgeben müssen; der Landwirth beweist dies durch die Erfahrung im Grossen. An den verkohlten Knochen entdeckte man die Eigenschaft, dass sie viele in Flüssigkeiten aufgelöste Stoffe an sich ziehen und in sich verdichten können: man benutzt sie, dieser Eigenschaft wegen, um faules Wasser wieder trinkbar zu machen; der Zuckersieder macht mit Knochenkohle braunen Syrup farblos; der Destillateur reinigt damit fusligen Branntwein u. s. w. Dies ist die angewandte oder praktische Chemie.

d) Welches sind die Ursachen der chemischen Veränderungen und nach welchen Gesetzen erfolgen dieselben? Stellt man die chemischen Versuche, wie es sein muss, mit der Wage in der Hand an, so wird man bald bemerken, dass, wenn man zwei verschiedene Körper, die sich mit einander verbinden können, zusammenbringt, bald von dem einen, bald von dem anderen etwas unverbunden bleibt. Weitere Versuche werden zeigen, wie viel sich dem Gewichte oder Maasse nach von dem einen Körper mit dem anderen vereinigen kann. Prüft man alle Körper in derselben Weise, so gelangt man endlich zu der Gewissheit, dass alle chemischen Verbindungen nur in fest bestimmten, unveränderlichen Gewichts- resp. Volummengen vor sich gehen, und dass jedem einzelnen Körper ein bestimmtes, hier grösseres, dort kleineres Gewicht oder Volumen vorgeschrieben ist, mit welchem er allemal in irgend eine Verbindung eintritt. Diese Gewissheit nennen wir ein Naturgesetz. Solcher Naturgesetze hat man schon gar viele ermittelt, und sie dienen dem Chemiker als eine sichere Richtschnur bei seinen Arbeiten, da sie sich nicht willkürlich umgehen oder abändern lassen, wie die menschlichen Gesetze. Durch sie allein gelangt man zu einer wissenschaftlichen Einsicht in die chemischen Processe, und zu der Befähigung, durch Ver-

suche richtige Fragen an die Körper zu richten und die Wahrheit der erhaltenen Antworten zu prüfen. Eine auf Naturgesetze gestützte Erklärung der chemischen Processe, die unsern Geist in den Stand setzt, sich eine Vorstellung von dem Vorgange dabei zu machen, heisst eine Theorie. So lange diese noch nicht als vollständig erwiesen und begründet angesehen werden kann, bezeichnet man sie mit dem Namen Hypothese.

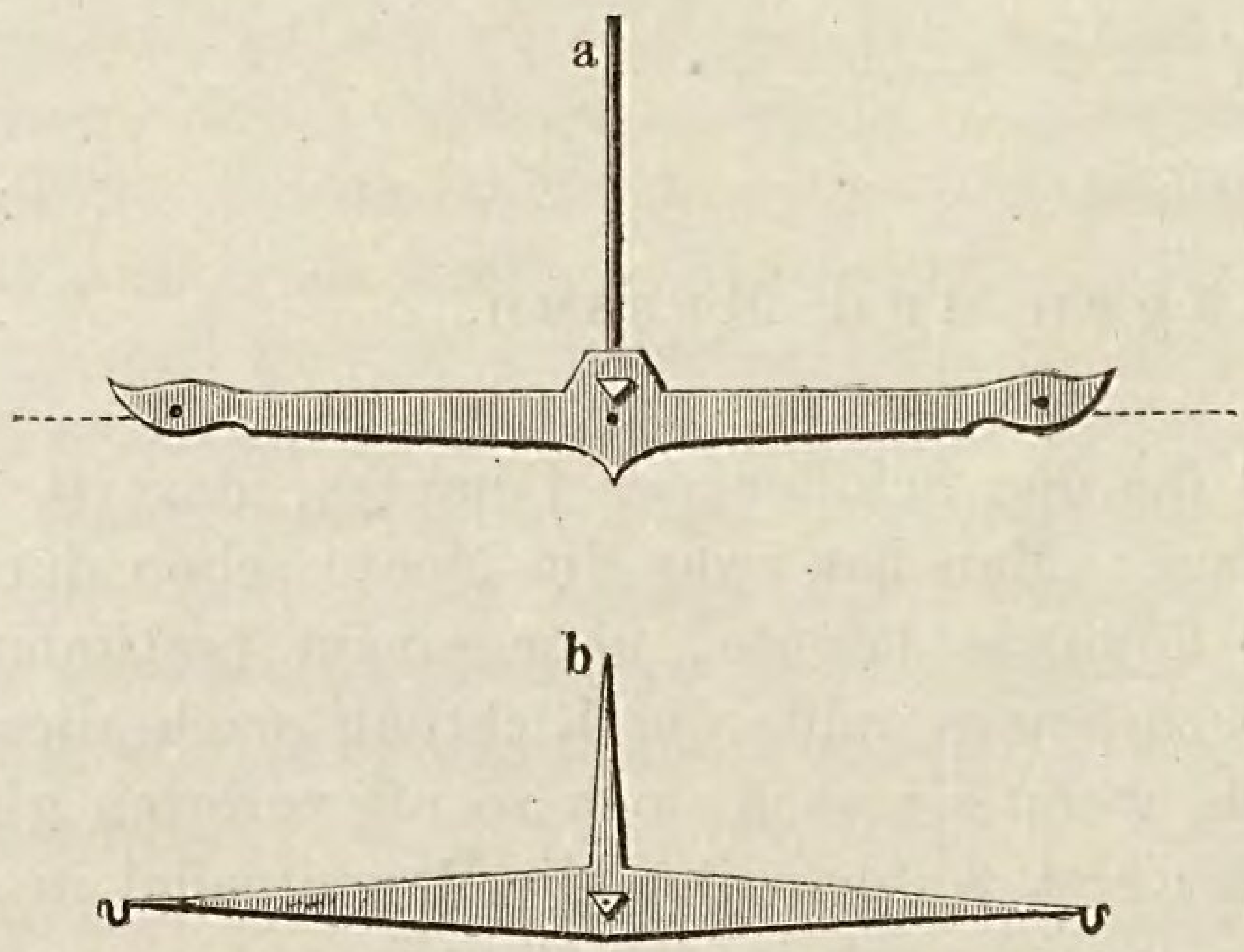
Wägen und Messen.

8. Wage. Was für den Schiffer der Compass, das ist für den Chemiker die Wage. Man hat zwar die Meere schon durchschifft, ehe man den Compass kannte, aber einem bestimmten Ziele mit Sicherheit zusteuern und die Richtung nach diesem Ziele wieder auffinden, wenn sie auch noch so oft verloren ging, das konnte der Schiffer erst, seitdem ihm die Magnetnadel in die Hand gegeben wurde. So ist auch in der Chemie erst ein sicheres Vorausbestimmen, ein planmässiges Handeln möglich geworden, seitdem man wägt. Die Wage ist ebenso die Richtschnur als der Prüfstein bei chemischen Versuchen; sie lehrt uns die wahre Zusammensetzung der Körper kennen, und zeigt uns, ob die Fragen, die wir stellen, die Antworten, die wir erhalten, oder die Schlüsse, die wir aus den letzteren ziehen, richtig sind oder falsch; es kann daher dem Anfänger nicht genug angerathen werden, selbst bei einfachen Versuchen die Wage zu Hülfe zu nehmen. Für die in diesem Werke angegebenen Versuche reicht eine einfache Wage (Tarirwage) aus, wie man sie in jeder Apotheke antrifft.

Eine solche Wage besteht aus einem gleicharmigen Hebel (Balken) von Messing, durch dessen Mitte eine stählerne, unten zugeschärfte Axe geht, die auf jeder Seite auf einer gehärteten Pfanne (Stützpunkt) ruht, so dass der Balken, an dessen Endpunkten die Schalen angehängt werden, leicht auf und nieder schwingen kann. Wichtig ist es, dass die Axe sich an der richtigen Stelle des Wagebalkens befinde, nämlich ein wenig über dem

Schwerpunkte des letzteren, wie es Fig. 1 *a* angiebt. Der Schwerpunkt lässt sich finden, wenn man den Balken mit der daran befestigten Zunge auf seiner breiten Seite auf einer Stricknadel zu balanciren versucht: er ist an der Stelle, wo sich die Spitze der Nadel befindet, wenn der Balken auf letzterer zum Stillstande gebracht ist. Ist die Axe zu tief angebracht, also unter dem Schwerpunkte, wie in Fig. 1 *b*, so muss der Balken umschlagen, wenn eine Schale stärker belastet ist, als die andere. Befindet sie sich gerade im Schwerpunkte, so kommt die Wage selbst bei einer schiefen Stellung des Balkens zur Ruhe. Ist endlich die Axe zu hoch über dem Schwerpunkte, so verliert die Wage viel von ihrer Empfindlichkeit. Den letztgedachten Fehler trifft man am häufigsten an; er kann dadurch leicht verbessert werden, dass man die Axe etwas tiefer herabsetzen lässt. Eine weitere wichtige Anforderung an eine richtig ausgeführte Wage ist, dass der Stützpunkt und die Anhängepunkte der Schalen, wie in Fig. 1 *a*, in dieselbe gerade Linie fallen.

Fig. 1.

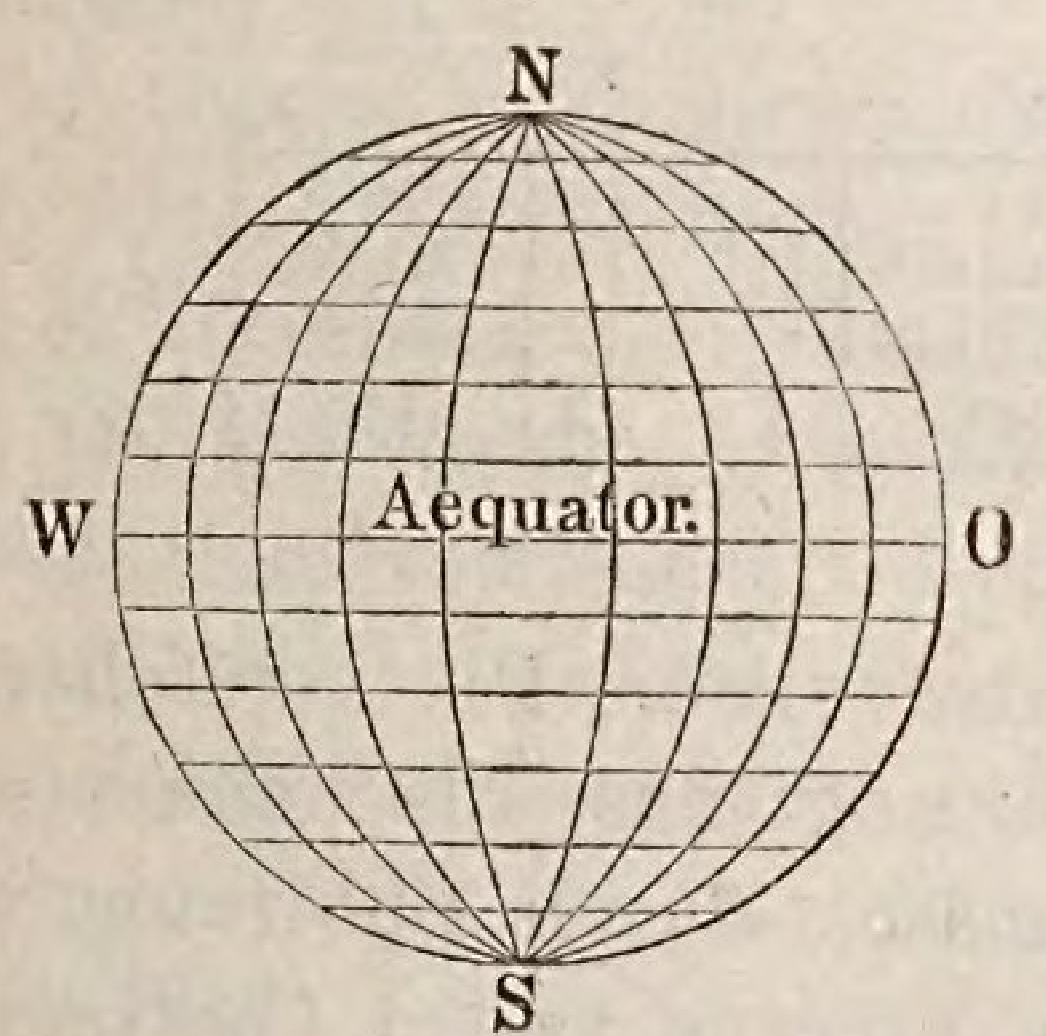


9. Metrisches oder Decimal-Maass- und Gewichtssystem. Das ausgezeichnete französische Maass- und Gewichtssystem, dessen Grundlage, das Meter, von dem Umfange unseres Erdballes hergeleitet ist, gewinnt auch in Deutschland mehr und mehr Anerkennung, denn es wird nicht nur bei allen wissenschaftlichen Untersuchungen angewandt, sondern man ist bereits bestrebt gewesen, unser Handelsmaass und Gewicht mit demselben in Einklang zu bringen, und eben geht man damit um, auch unser Medizinalgewicht danach umzugestalten. Da aus dieser Li-

neareinheit, dem Meter, auch das Flächen- und Körpermaass, ja selbst das Gewicht abgeleitet wird; da ferner alle kleineren Maasse und Gewichte durch decimale Division, alle grösseren durch decimale Multiplication gewonnen werden, so bietet dieses System eine Einfachheit, Vollständigkeit, Vergleichbarkeit und eine Bequemlichkeit beim Rechnen mit Bruchtheilen dar, wie kein anderes. Es gilt auch für die in diesem Werke vorkommenden Maasse und Gewichte.

10. Längenmaasse. Um sich auf unserer grossen Erdkugel zurecht zu finden und die Lage jedes beliebigen Ortes auf ihr genau angeben zu können, denkt man sich bekanntlich Kreise um die Erde gezogen. Die von *W* nach *O* gehenden Querkreise, von denen der Aequator der mittelste und grösste ist, heissen Parallelkreise (Breitengrade); die der „Länge“ nach rings um die Erde herumlaufenden Kreise aber, die jedesmal die Pole durchschneiden, Meridiane (Längengrade). Die Parallelkreise werden nach den Polen zu immer kleiner, die Meridiane dagegen sind alle gleich gross. Der Kreis *NOSWN* stellt also einen Erdmeridian dar. Der vierte Theil dieses Kreises, oder, was dasselbe ist, der vierte Theil des durch die Axe gelegten Umfanges unserer Erde, z. B. *NO*, bildet die Grundlage für das neue Maass. Man theilte denselben nämlich in 10 Millionen Theile und nahm ein solches Theilchen, unter dem Namen Meter, als Einheit an. Durch Division mit 10, 100 und 1000 entstehen daraus die kleineren Maasse, die man mit den lateinischen Zahlwörtern Deci, Centi und Milli bezeichnet hat; durch Multiplication mit 10, 100 und 1000 aber die grösseren, mit den griechischen Zahlwörtern Deka, Hekto und Kilo bezeichneten.

Fig. 2.

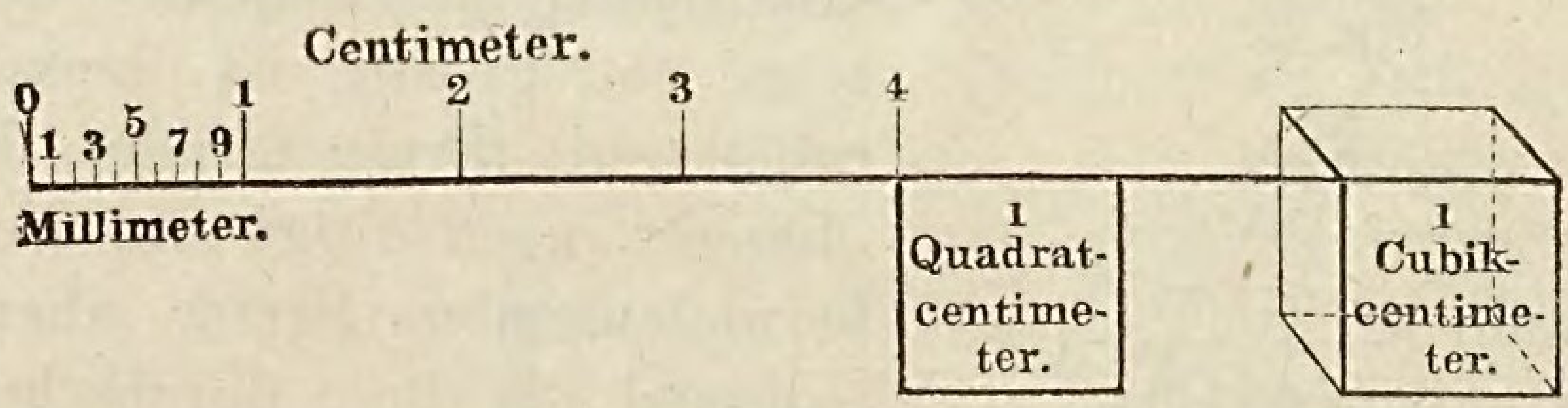


Kleinere Maasse.			Grössere Maasse.	
		Meter.		Meter.
Meter . .	= 1^m		Meter =	1^m
Decimeter	= $0{,}1^m$	oder $1/_{10}$	Dekameter =	10^m
Centimeter	= $0{,}01^m$	oder $1/_{100}$	Hektometer =	100^m
Millimeter	= $0{,}001^m$	oder $1/_{1000}$	Kilometer =	1000^m

Mit dem preussischen Maass verglichen beträgt: 1 Meter 3,186 Fuss; 1 Decimeter 3,82 Zoll; 1 Centimeter 4,6 Linien; 1 Kilometer 0,133 Meile.

Die nachstehende Figur giebt die Länge eines Centimeters und dessen Eintheilung in 10 Millimeter an.

Fig. 3.



11. Flächen-, Körper- und Hohlmaasse. Die vorstehende Figur verdeutlicht zugleich die Ableitung des Flächenmaasses durch Quadrirung und des Körpermaasses durch Cubirung von dem Längenmaasse. Ein rechteckiges Viereck von 1 Centimeter Länge und Breite stellt 1 Quadratcentimeter dar, oder $1/_{10000}$ des Quadratmeters, welches 1 Meter lang und breit ist und mit 10,15 preuss. Quadratfuss übereinkommt. Aus dem Quadratmeter gehen durch Division mit 100 die kleineren und durch Multiplication mit 100 die grösseren Quadratmaasse hervor. Für grosse Flächen, als Feldmaasse etc., wird das Quadratdekameter, = 100 Quadratmeter, unter dem Namen Are als Einheit benutzt und durch decimale Division oder Multiplication verkleinert oder vergrössert. 1 Hectare, = 100 Are oder 10 000 Quadratmeter entspricht 3,9 preuss. Morgen.

Errichtet man auf dem Quadratcentimeter einen Würfel (s. Figur 3), so erhält man ein Cubikcentimeter, d. h. einen Körper oder Hohlraum = 1 Centimeter lang, breit und hoch; dasselbe macht $1/_{100} \times 1/_{100} \times 1/_{100}$ oder 1 Milliontel des Cubikmeters, d. h. eines auf dem Quadratmeter errichteten Würfels, aus und wird in

der Chemie bei Volumbestimmungen am häufigsten gebraucht. Für kleinere Hohlmaasse wird aber, statt des Cubikmeters, auch das Cubikdecimeter, = $^1/_{1000}$ des Cubikmeters, als Einheit gesetzt und unter dem besonderen Namen Liter zur Bildung der folgenden Maassscala benutzt.

Kleinere Maasse.	Liter.	Cub.-Cent.	Grössere Maasse.	Liter.
Liter . . .	= 1	= 1000	Liter	= 1
Deciliter .	= $^1/_{10}$	= 100	Dekaliter	= 10
Centiliter .	= $^1/_{100}$	= 10	Hektoliter	= 100
Milliliter .	= $^1/_{1000}$	= 1	Kiloliter	= 1000.

Nach preussischem Maass beträgt 1 Cubikmeter 32,35 Cubikfuss; 1 Cubikcentimeter 96,6 Cubiklinien; 1 preuss. Cubikzoll rund 18 Cubikcentimeter.

1 Liter = 55,89 preuss. Cubikzoll oder 0,873, rund $^7/_8$ preuss. Quart oder $1^1/_{14}$ Dresdener Kanne; 1 preuss. Quart. = 1,145, rund $1^1/_7$ Liter; 1 Hektoliter = 1,82 preuss. Scheffel.

12. Gewichte. Das oben (Fig. 3) durch Zeichnung verdeutlichte Cubikcentimeter diente auch zur Herstellung der metrischen Gewichtseinheit. Man stellte sich ein viereckiges Kästchen dar, welches im Inneren genau 1 Centimeter lang, breit und hoch war und füllte es mit reinem Wasser im Zustande der grössten Dichtigkeit (von + 4° C.); das Gewicht dieser Wassermenge nannte man Gramm. Durch je 10 verkleinert oder vergrössert liefert dasselbe folgende Abstufungen:

Kleinere Gewichte.

	Gramm.		In Medizinalgew. Gran.
Gramm . . .	= 1		= 16,4
Decigramm . .	= 0,1	oder $^1/_{10}$	= 1,64
Centigramm .	= 0,01	„ $^1/_{100}$	= 0,164
Milligramm . .	= 0,001	„ $^1/_{1000}$	= 0,0164.

Grössere Gewichte.

	Gramm.	In Handelsgew. Loth.
Gramm	1	= 0,06
Dekagramm (Dekas)	10	= 0,6
Hektogramm (Hektas)	100	= 6
Kilogramm (Kilo)	1000	= 60.

1 Pfund Zollgewicht	= 500 Grm.	1 Unze Medizinalgew.	= 29,23 Grm.
1 Loth „	= 16,66 „	1 Drachme „	= 3,65 „
1 Quent „	= 1,666 „	1 Skrupel „	= 1,22 „
1 Cent „	= 0,166 „	1 Gran „	= 0,06 „

Die folgende Zusammenstellung mag noch zeigen, wie leicht sich die metrischen Gewichts- und Volumeinheiten mit einander vergleichen lassen.

1 Gramm Wasser von + 4° C. = 1 Cubikcentimeter oder Milliliter, = 1 Milliontel eines Cubikmeters.

100 Gramm Wasser = 100 Cubikcentimeter oder Milliliter, = 1 Deciliter, = $1/_{10000}$ eines Cubikmeters.

1000 Gramm oder 1 Kilogrm. Wasser = 1 Liter, = 1000 Cubikcentimeter oder Milliliter, = 1 Cubikdecimeter, = $1/_{1000}$ eines Cubikmeters.

1000 Kilogramm = 1000 Liter, = 1 Cubikmeter.

13. Messgefässe. Feste und flüssige Körper können ohne Schwierigkeit gewogen werden, nicht aber luftförmige, diese lassen sich bequemer und genauer ihrem Volum nach quantitativ vergleichen und bestimmen. Man bedient sich hierzu graduirter, an einem Ende geschlossener Glasröhren, in denen man die Luftart durch Quecksilber oder Wasser abschliesst.

Da das mechanische Messen weniger Zeit und Mühe erfordert, als das Wägen, so hat man sich bemüht, auch für Flüssigkeiten genaue Messgefässe herzustellen, mit deren Hülfe sich selbst quantitative Bestimmungen der ersteren oder von in ihnen gelösten festen Körpern ausführen lassen (Maassanalyse).

Die Pipetten, kleine Stechheber, Fig. 4 a und b, dienen insbesondere dazu, um ein bestimmtes Volum einer Flüssigkeit aus einem Gefässe aufzusaugen und in ein anderes zu bringen, wie um flüssige Lösungen in verschiedene Portionen zu theilen. Der graduirte Cylinder (Fig. 5 a) wird als allgemeines Messgefäss benutzt. Die Büretten (Fig. 5 b und c) gestatten ein tropfenweises Ausgiessen (b) oder mittelst des Quetschhahnes ein tropfenweises Abfliessen (c) von Flüssigkeit unter gleichzeitiger Bestimmung der ausgeflossenen Menge.

Für die in diesem Werke angegebenen Versuche genügt eine 10 Cubikcentimeter (C.-C.) fassende Pipette und ein Messglas von 1 Deciliter oder 100 C.-C. Inhalt. Das letztere, hauptsächlich zum

Abmessen von Wasser bestimmt, ist in 10 ganze Grade und ebensoviel halbe getheilt; 1 Grad entspricht demnach 10 C.-C. = 10 Grm. Wasser, ein halber Grad 5 C.-C. = 5 Grm. Wasser.

Fig. 4.

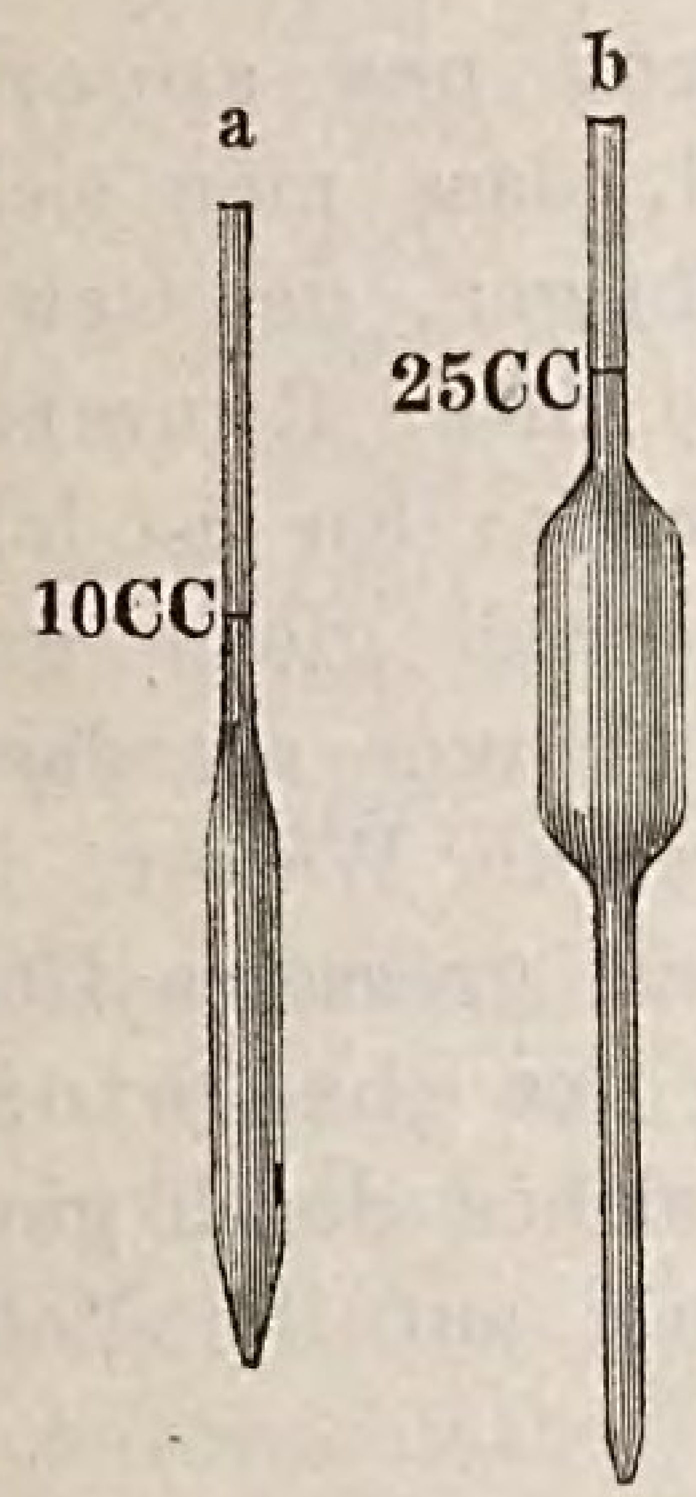
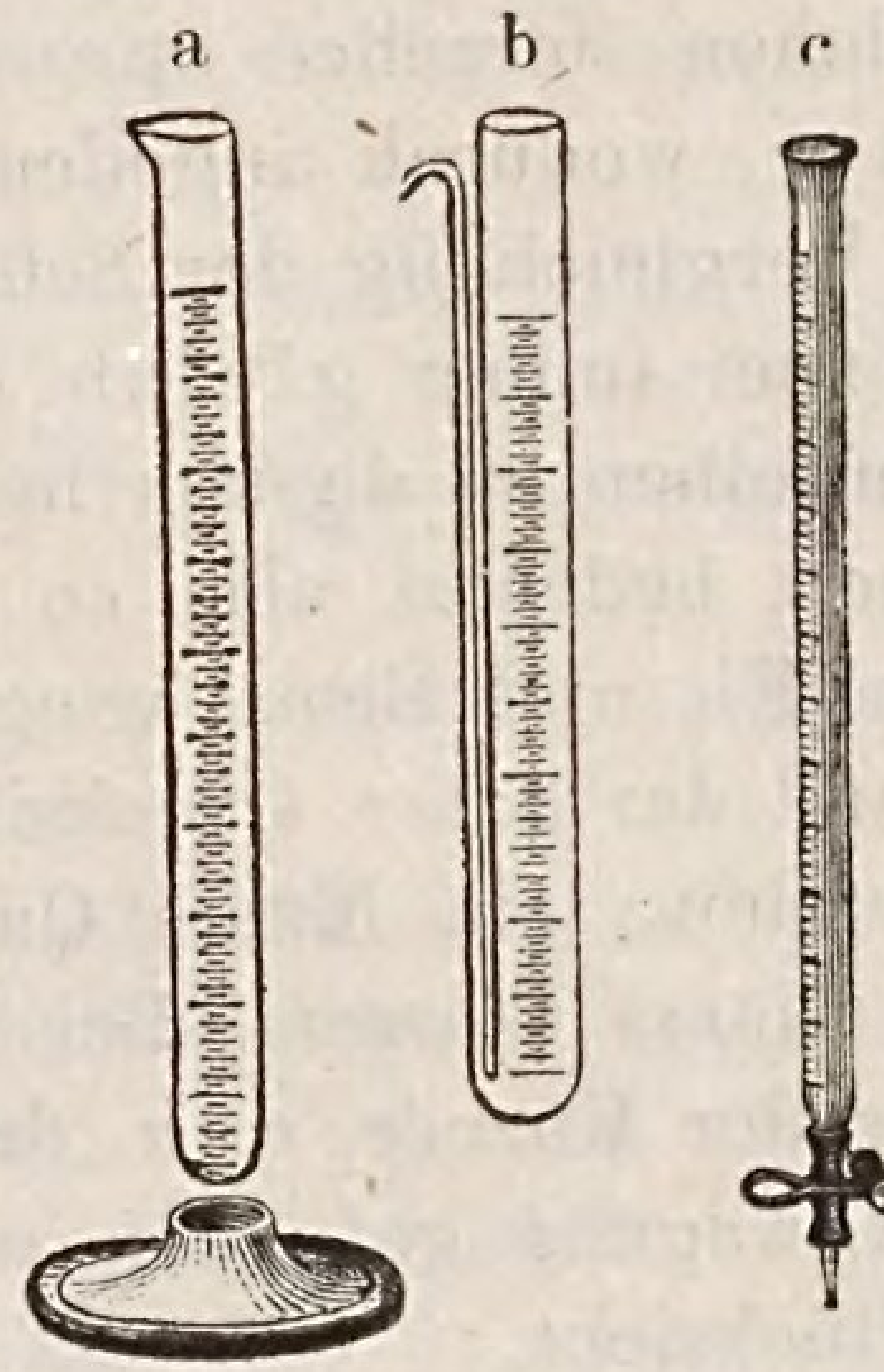


Fig. 5.



Die Grösse der zu den Versuchen erforderlichen Flaschen und Fläschchen ist bei den ersteren in Litern, bei den letzteren in Cubikcentimetern angegeben. Da es beim Ein- und Verkauf in Deutschland üblich ist, die Grösse der Flaschen nach ihrer Fassungskraft für Wasser in Pfunden und Lothen auszudrücken, so mag die folgende Nebeneinanderstellung dazu dienen, die nöthigen Vergleichungen zu erleichtern:

Eine Flasche von

	2 Pfd.	1 Pfd.	$1/2$ Pfd.	12 Lth.	9 Lth.	6 Lth.	3 Lth.	$1\,1/2$ Lth.	
=	1	$1/2$	$1/4$	$1/5$	—	—	—	—	Liter,
=	1000	500	250	200	150	100	50	25	Cub.-Cent. oder Grm. Wasser.

Specifisches Gewicht.

14. Verschiedene Schwere (Dichtigkeit) der Körper. Eis schwimmt auf Wasser, Eisen sinkt darin unter, weil ersteres leichter, letzteres schwerer ist als Wasser. Legen wir aber ein Stück Eis in Spiritus, so sinkt es darin unter, oder ein Stück Eisen auf Quecksilber, so schwimmt es auf letzterem; Eis ist

also schwerer als Spiritus, Eisen leichter als Quecksilber. Man sagt auch wohl, Spiritus ist leichter als Wasser, er kann daher weniger tragen, Quecksilber ist schwerer als Wasser, es trägt mehr. Was man nach dem gewöhnlichen Sprachgebrauche in diesem Sinne schwerer oder leichter nennt, heisst in der wissenschaftlichen Sprache *specifisch schwerer* und *specifisch leichter*, wodurch angedeutet werden soll, dass man sich bei dieser Vergleichung der Schwere, oder richtiger, des Gewichtes der Körper immer *gleich grosse Stücke* oder *Raumtheile* von denselben zu denken habe. Der Ausdruck: Eis ist leichter als Eisen, bedeutet also so viel, als: von zwei gleich grossen Stücken Eis und Eisen wiegt das erstere weniger als das letztere; und der Satz: Quecksilber ist schwerer als Wasser, ist so zu verstehen: ein Maass Quecksilber hat ein grösseres Gewicht als ein Maass Wasser. Bei der Ermittelung des *absoluten Gewichts* der Körper, d. h. des Gewichts, welches durch gewöhnliche Abwägung gefunden wird, nimmt man auf ihr Volumen keine Rücksicht.

Um zu erfahren, *wie vielmal* das Quecksilber schwerer sei als das Wasser, oder das Eisen schwerer als das Eis, braucht man nur gleiche Volume oder Raumtheile von denselben zu wägen und die Gewichte mit einander zu vergleichen. Hätte man z. B. fünf ganz gleiche Kästchen von solcher Grösse, dass sie genau 1 Grm. oder 1000 Milligrm. Wasser fassten, und füllte in das eine Spiritus, in die anderen Eis, Wasser, Eisen und Quecksilber, so würde man folgende Gewichtsverschiedenheiten finden:

das Kästchen mit	Spiritus,	Eis,	Wasser,	Eisen,	Quecksilber
würde wiegen	800 Milligr.	900 Milligr.	1000 Milligr.	7500 Milligr.	13500 Milligr.

Zur leichteren Vergleichung der Zahlen, welche angeben, wie vielmal ein Körper specifisch schwerer oder leichter ist, als ein anderer, ist man übereingekommen, das Gewicht des Wassers, als des verbreitetsten Körpers, als Grundgewicht oder als Einheit anzunehmen. Man würde also in dem vorliegenden Falle zu fragen haben: wie vielmal sind Spiritus und Eis leichter und

Eisen und Quecksilber schwerer als Wasser, oder, was auf eins herauskommt: wie vielmal ist 1000 in 800, in 900, in 7500 und 13500 enthalten? Man dividirt daher mit dem Gewichte des Wassers, mit 1000, in die übrigen Zahlen und erhält für

Spiritus	$\frac{800}{1000}$	oder in Decimalen 0,80, also um $^1/_5$ leichter als Wasser.
Eis	$\frac{900}{1000}$	„ „ „ 0,90, „ „ $^1/_{10}$ „ „ „
Eisen	$\frac{7500}{1000}$	od. in Decimalen 7,50, also um $7^1/_2$ mal schwerer als Wasser.
Quecksilber	$\frac{13500}{1000}$	„ „ „ 13,50, „ „ $13^1/_2$ mal „ „ „

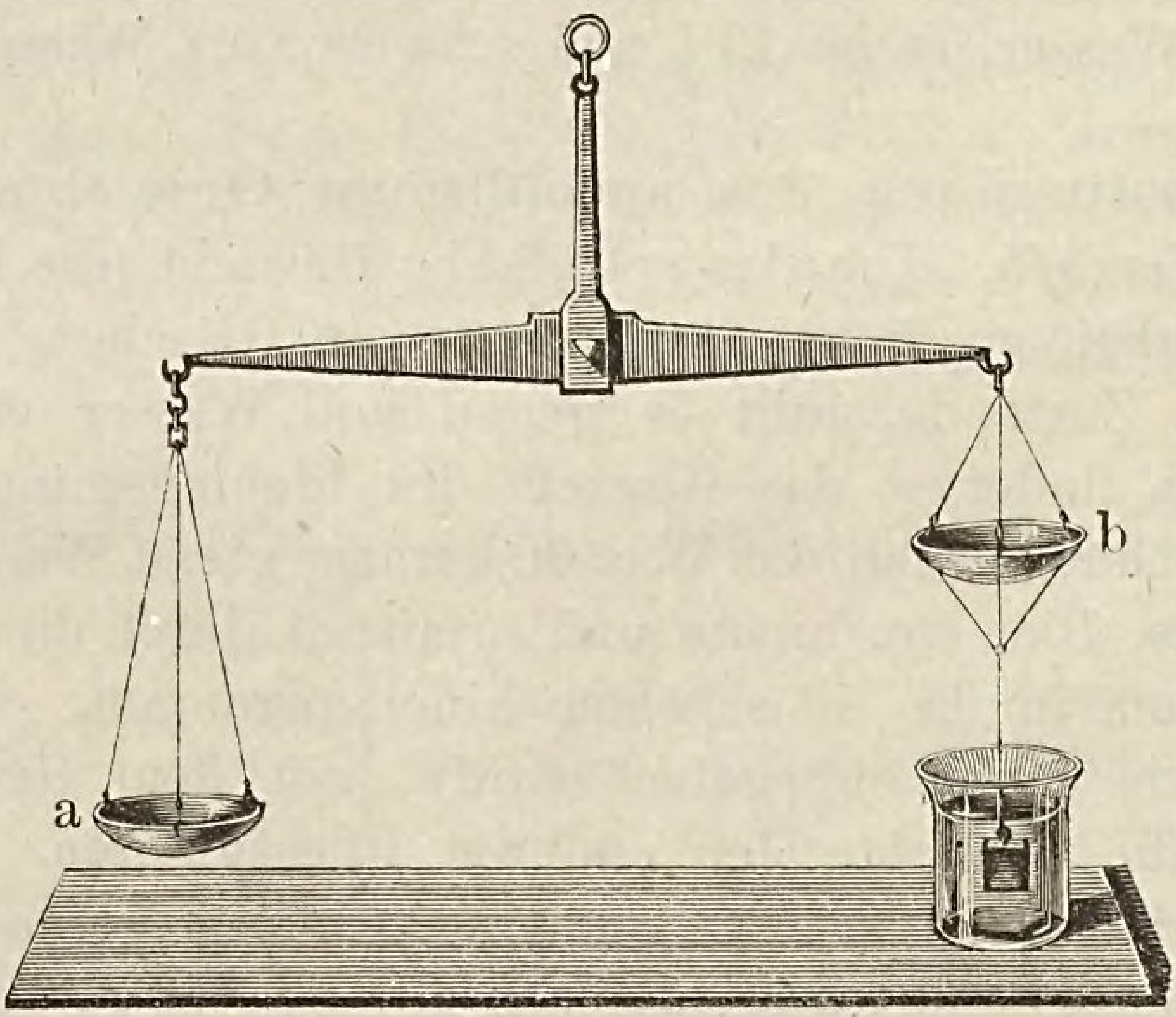
Diese Zahlen heissen specifische Gewichtszahlen (specif. Gew.). Findet man also angegeben: Weingeist hat ein specifisches Gewicht von 0,80, so heisst dies so viel als: 80 Gewichtstheile (Grm., Loth etc.) davon nehmen denselben Raum ein als 100 Gewichtstheile Wasser, er ist also nur $^4/_5$ so schwer, oder, was dasselbe ist, um $^1/_5$ leichter als Wasser. Das specifische Gewicht des Quecksilbers ist 13,5, bedeutet also: $13^1/_2$ Gewichtstheile von Quecksilber nehmen nicht mehr Raum ein als 1 Gewichtstheil Wasser, es ist $13^1/_2$ mal schwerer als Wasser.

15. Bestimmung des specifischen Gewichts flüssiger Körper. *Versuch.* Um das specifische Gewicht (die Dichtigkeit) einer Flüssigkeit zu finden, tarirt man ein Gläschen, d. h. wägt es in leerem Zustande, füllt es genau voll Wasser und wägt es wieder. Man findet so das Gewicht des hineingegangenen Wassers. Nun schüttet man das Wasser heraus, giesst Weingeist oder Syrup, Lauge, Bier etc. hinein und ermittelt durch die Wage, wie viel von jedem in das Fläschchen hineingegangen. Dann dividirt man, wie schon angegeben wurde, mit dem Gewichte des Wassers in die Gewichte der anderen Flüssigkeiten. Der Quotient zeigt das specifische Gewicht an. Sehr bequem ist es, ein Fläschchen anzuwenden, in welches gerade 100 Gramm Wasser hineingehen, da man in diesem Falle das Rechnen ganz erspart, weil die Anzahl von Grm., die das Fläschchen von irgend einer Flüssigkeit fasst, zugleich als die Zahl für das specifische Gewicht derselben anzusehen ist.

16. Bestimmung des specifischen Gewichts fester Körper. *Versuch.* Auf einer Wage tarire man ein mit Wasser gefülltes Gläschen, dann lege man auf die Gewichtsschale 15 Grm., neben das Gläschen aber so viele kleine, eiserne Nägel, bis die Wage wieder ins Gleichgewicht gekommen ist. Man nimmt nun beides von der Wage und schüttet die Nägel ins Glas, aus dem natürlich genau so viel Wasser herausgedrängt werden muss, als die Nägel Raum einnehmen. Wie viel dies beträgt, erfährt man, wenn man das gut abgetrocknete Gläschen wieder auf die Wagschale stellt und von der anderen so viele Gewichte wegnimmt, bis die Zunge wieder genau einsteht. Die weggenommenen Gewichte (ungefähr 2 Grm.) bilden nun den Divisor, und 15 Grm. den Dividend; man erhält $\frac{15}{2} = 7{,}5$ als das specifische Gewicht des Eisens, aus dem die Nägel bestehen.

Versuch. Will man das specifische Gewicht eines ganzen Stückes Eisen oder irgend eines anderen Körpers bestimmen, der sich nicht in ein Gläschen bringen lässt, so bindet man ihn an einen feinen Faden, schlingt diesen um die Schale *b*, Fig. 6, einer

Fig. 6.



gewöhnlichen Handwage, die man durch Einbinden der Schnuren kürzer gemacht hat, und wägt den Körper erst in der Luft, sodann im Wasser, indem man ein Gefäss mit Wasser so unterstellt, dass das Stück Eisen einen Zoll tief ins Wasser eintaucht. Mit

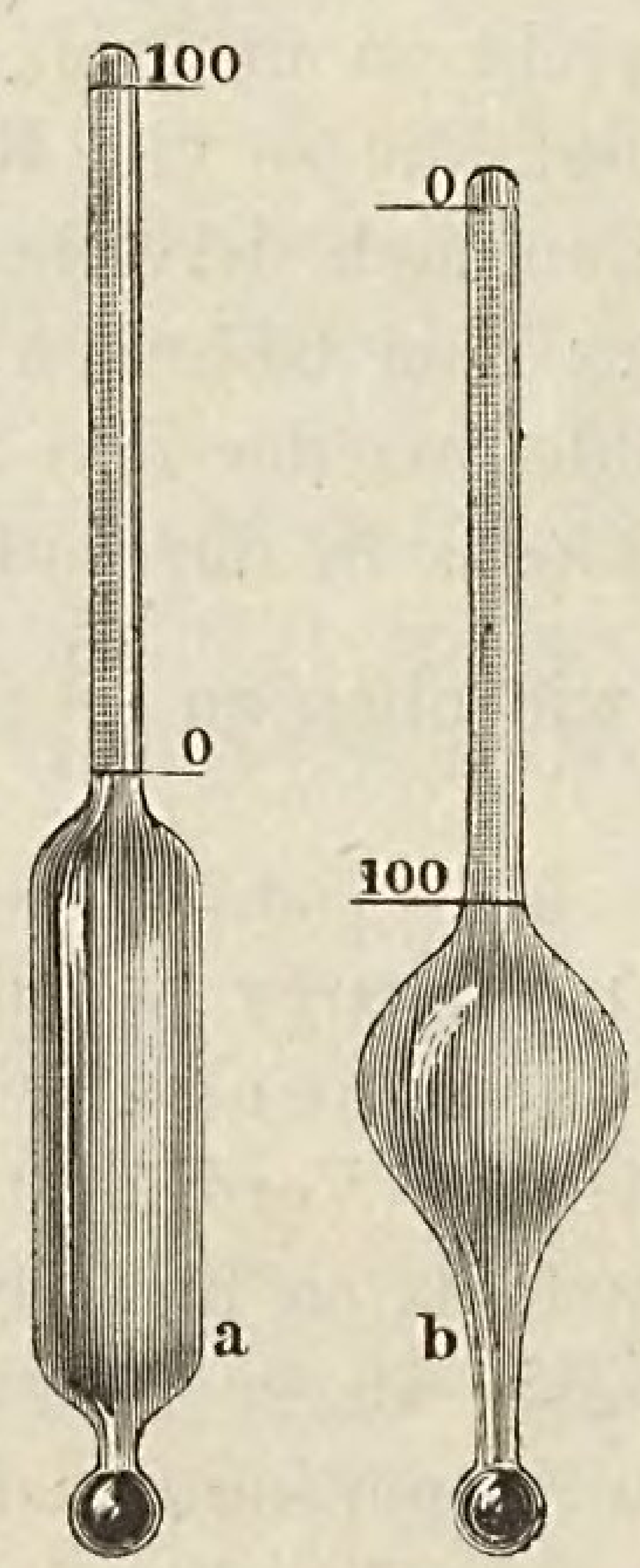
dem Eintauchen desselben wird die Gewichtsschale sinken, das Eisen muss also unter Wasser leichter werden. Wog das Eisen in der Luft 15 Grm., so wird man, gerade wie bei dem vorigen Versuche, ebenfalls 2 Grm. von der Schale *a* wegnehmen müssen, um die Wage wieder ins Gleichgewicht zu bringen, also genau so viel, als eine Quantität Wasser wiegt, die so viel Raum einnimmt, als das Stück Eisen. Es tritt demnach derselbe Gewichtsverlust ein, mag man das Wasser aus dem Gläschen heraus oder nur zur Seite drängen. Dieser bildet wieder den Divisor, mit dem man in 15, das Gewicht des Eisens in der Luft, zu dividiren hat, um das specifische Gewicht wie oben zu $\frac{15}{2} = 7{,}5$ zu finden.

17. Schwimmen der Körper. Jeder Körper wird im Wasser um so viel leichter, als die Wassermenge wiegt, die er verdrängt; dies ist ein Naturgesetz. Verdrängt ein Körper weniger Wasser als er an der Luft wiegt, so muss er im Wasser untersinken; verdrängt er mehr Wasser als er wiegt, so muss er schwimmen. Selbst sehr schwere Körper können durch Vergrösserung ihres Volumens zum Schwimmen gebracht werden; aus Eisen baut man Schiffe, obgleich es fast 8mal schwerer ist als Wasser; ein Trinkglas schwimmt auf Wasser, und doch ist das specifische Gewicht des Glases 3- bis 4mal grösser als das des Wassers. Ein dichtes Stück Eisen verliert im Wasser ziemlich $\frac{1}{8}$ von seinem Gewichte; hämmert man dasselbe zu einem Schälchen oder Kästchen von solcher Grösse aus, dass es einen 8mal grösseren Raum einnimmt als vorher, so verliert es im Wasser sein ganzes Gewicht und wird darin eben schwimmen, aber bis an den Rand eintauchen. Wird das Schälchen noch einmal so gross gemacht, so dass es das Doppelte seines eigenen Gewichts verdrängen kann, so taucht es nur bis zur Hälfte ein, und man kann es noch mit einem gleich schweren Stück Eisen belasten, ehe es untersinkt.

18. Aräometer oder Senkwagen. Fig. 7 (a. f. S.). Ein und derselbe Körper wird aber in verschiedenen Flüssigkeiten mehr oder weniger tief einsinken, in leichteren nämlich, die weniger tragen können, tiefer als in schweren oder dichteren, die eine grössere Tragkraft haben, wie dies schon oben angegeben wurde.

Dies hat zu einer recht bequemen Methode geführt, das specifische Gewicht einer Flüssigkeit durch das mehr oder minder tiefe Einsinken eines darin schwimmenden Körpers zu ermitteln. Als schwimmenden Körper wendet man gewöhnlich eine Glasspindel von beistehender Form an, der man den Namen Senkwage oder Aräometer (Dichtigkeitsmesser) gegeben hat. Der mittlere Theil einer solchen Senkwage macht, dass dieselbe schwimmt, er ist daher hohl und aufgeblasen; der untere Theil macht, dass sie gerade oder senkrecht schwimmt, er ist deshalb mit Quecksilber oder Bleischrot gefüllt, wodurch der Schwerpunkt nach unten gezogen wird. Die obere dünne Röhre dient zum Messen der Tiefe, bis zu welcher das Instrument in einer Flüssigkeit einsinkt; sie enthält zu diesem Zwecke einen zusammengerollten Papierstreifen mit aufgeschriebener Scala, von welcher man die Grade nur abzulesen braucht. Zu Wagen dieser Art gehören die bekannten Spiritus- oder Branntweinwagen, die Oel-, Laugen-, Zuckerwagen etc. Taucht man eine Spirituswage (Fig. 7 a) in Wasser, so sinkt sie bis zur tiefsten Stelle der Röhre, bis zu 0 ein, in dem stärksten Weingeist dagegen, der viel dünner ist als Wasser, bis zur obersten Stelle, die mit 100 bezeichnet ist. Eine Laugenwage (Fig. 7 b) dagegen muss den Nullpunkt bis zu dem sie in reinem Wasser einsinkt, oben haben, weil die Laugen schwerer sind als Wasser, und in Folge ihrer grösseren Tragkraft die Senkwage in die Höhe heben, und zwar um so mehr, je stärker sie sind. Bei den Aräometern für leichtere Flüssigkeiten zählt man von unten nach oben, bei den für schwerere Flüssigkeiten von oben nach unten. Die meisten Scalen derselben sind auf eine willkürliche Weise in Grade eingetheilt worden (empirische Scalen); um diese in die entsprechenden specifischen Gewichtszahlen zu verwandeln, hat man besondere Tabellen angefertigt, die nachgesehen werden müssen.

Fig. 7.



19. Einfluss der Temperatur auf das specifische Gewicht. *Versuch.* Man giesse Branntwein in einen Cylinder und merke sich die Grade an, welche er zeigt, dann stelle man denselben an einen warmen Ort und prüfe ihn noch einmal, wenn er lauwarm geworden ist: der warme Branntwein wird mehr Grade zeigen und stärker scheinen als er wirklich ist, weil die Wärme ihn ausdehnt und leichter macht (vergl. Nro. 24). Alle Körper haben erwärmt ein geringeres specifisches Gewicht als im kalten Zustande. Man muss aus diesem Grunde bei Bestimmung der Dichtigkeit der Körper auch auf die Temperatur Rücksicht nehmen, die sie besitzen, und ist übereingekommen, eine Wärme von 15° C. als Mitteltemperatur anzusehen.

Bei genaueren Senkwagen hat man auf eine sinnreiche Weise dem in der Kugel befindlichen Quecksilber zugleich die Bestimmung gegeben, die Wärme anzuzeigen, indem man es in eine kurze Kugelröhre füllt und auf deren Kugel den hohlen Glaskörper aufschmilzt. Die kleine Scala *a* (Fig. 8) dieses Instrumentes zeigt die Temperatur der Flüssigkeit an, die lange Scala *b* aber die Dichtigkeit derselben. Zu grösserer Bequemlichkeit ist die kleine Scala gewöhnlich so eingerichtet, dass jeder Grad derselben einem Grade der längeren Scala entspricht, und man hat dann nur nöthig, die Theilstriche u n t e r der Mitteltemperatur den Dichtigkeitsgraden hinzuzuaddiren, die ü b e r der Mitteltemperatur hingegen von letzteren abzuziehen, um sich vor Täuschungen zu schützen.

Fig. 8.


b

a

Gold ist 19mal, Silber 10mal schwerer als Wasser, mit Silber versetztes Gold muss daher specifisch leichter sein als reines Gold; Messing hat nur ein specifisches Gewicht = 8. Weingeist und Aether werden um so leichter, je reiner und stärker sie sind; Laugen, Syrupe, Säuren etc. werden umgekehrt schwerer bei zunehmender Güte und Stärke. Es ist hieraus abzunehmen, wie wichtig in vielen Fällen die Kenntniss des specifischen Gewichtes werden kann, um danach die Güte und Reinheit der Körper zu beurtheilen. Dasselbe ist hier bei den wichtigsten Elementen und Verbindungen meistens in der Ueberschrift mit aufgeführt.

Die alten Elemente.

20. Naturkörper. Wie wir an uns selbst den sichtbaren Körper, und als seinen Beherrscher den unsichtbaren Geist unterscheiden, so unterscheiden wir auch ausser uns in der Natur Körper, die wir festhalten und wägen können, und geistige Gewalten oder Kräfte, die über diese Körper herrschen und kein Gewicht besitzen.

Die zahllosen Naturkörper, die wir auf unserer Erde antreffen, lassen sich leicht in drei grosse Classen vertheilen: sie sind entweder fest, flüssig oder luftförmig. Man nennt diese drei Zustände, in denen die Körper vorkommen, Aggregatzustände.

Um ein Stück Eis zu zerschneiden oder zu zerstossen, müssen wir eine grössere Kraft anwenden, als um Wasser in kleinere Theilchen, in Tropfen zu verwandeln; wir schliessen daraus, dass die einzelnen Theilchen des festen Eises stärker unter einander zusammenhängen als die des flüssigen Wassers. Als den Grund dieses verschiedenen Zusammenhanges sieht man eine eigenthümliche anziehende Kraft an, die zwischen den kleinsten Theilchen der Körper thätig ist, und der man den Namen Zusammenhangskraft oder Cohäsion gegeben hat. Bei den festen Körpern ist diese Cohäsion grösser als bei den flüssigen; bei den luftförmigen Körpern ist von derselben gar nichts mehr zu bemerken.

21. Naturkräfte. Die Naturkräfte an und für sich kennen wir nicht, denn sie sind innerlicher, gleichsam geistiger Art, demungeachtet sind wir von dem Dasein derselben eben so fest überzeugt, wie von dem eines Geistes in uns selbst, weil wir die Wirkungen und Erscheinungen kennen, welche durch sie hervorgebracht werden. Ein Stück Eisen, in die Höhe geworfen, fällt wieder zur Erde herab: wir schreiben diese Erscheinung der Anziehungskraft der Erde zu; an feuchter Luft rostet dasselbe, d. h. es verbindet sich mit dem Sauerstoff der Luft: dies ist eine Wirkung der chemischen Kraft; die Kraft der Elektricität vermag das Eisen aus dieser Verbindung wieder frei

zu machen. Durch die Kraft des Magnetismus erhält das Eisen, wenn es sich frei drehen kann, eine bestimmte Richtung von Norden nach Süden; durch die Kraft der Wärme kann es geschmolzen werden etc. Man nimmt zwar, wie sich hieraus ergiebt, gar verschiedenartige Kräfte an, es ist aber sehr wahrscheinlich, dass sie alle von einer gemeinschaftlichen Mutter stammen, wie wir ja auch die verschiedenen Aeusserungen der geistigen Kraft des Menschen, z. B. die Willenskraft, Urtheilskraft, Einbildungskraft etc., nur von einem einzigen Geiste herleiten.

22. Die sogenannten alten Elemente. Unter den festen Naturkörpern ist der bekannteste und verbreitetste der Erdboden, unter den flüssigen das Wasser, unter den luftförmigen die gewöhnliche atmosphärische Luft; dies brachte die Gelehrten schon in frühen Zeiten auf die Vermuthung, dass alle festen Körper aus Erde, alle flüssigen aus Wasser, alle luftförmigen aus Luft entstanden seien, und man nannte diese drei Körper aus diesem Grunde Elemente oder Urstoffe. Als solche können sie zwar im chemischen Sinne jetzt nicht mehr gelten, da es der Chemie gelungen ist, sie alle drei in noch einfachere Körper zu zerlegen; wohl aber können wir sie immer noch als physikalische Grundstoffe ansehen, d. h. als Sinnbilder für die drei Aggregatzustände der Körper.

Das vierte Element der Alten, das Feuer, kann als ein Symbol für die Kräfte oder geistigen Gewalten angesehen werden. Als chemisches Element hat es gleichfalls seine Bedeutung verloren, da es nur eine, meistens durch chemische Processe hervorgerufene Erscheinung ist, bei der wir Licht sehen und Wärme fühlen.

Bei den meisten chemischen Vorgängen spielen von diesen alten Elementen das Feuer (Wärme), das Wasser und die Luft eine wichtige Rolle; denn die Wärme ist ein wichtiges Beförderungsmittel der chemischen Veränderungen und das Wasser das wichtige Auflösungsmittel für feste und luftförmige Körper. Die Luft aber verdient insofern allgemeine Berücksichtigung, als wir fast alle chemischen Versuche in ihr anstellen müssen, wobei sie nicht selten helfend oder hemmend mit einwirkt. Es mögen daher diese drei sogenannten physikalischen Elemente zuerst in nähere Betrachtung gezogen werden.

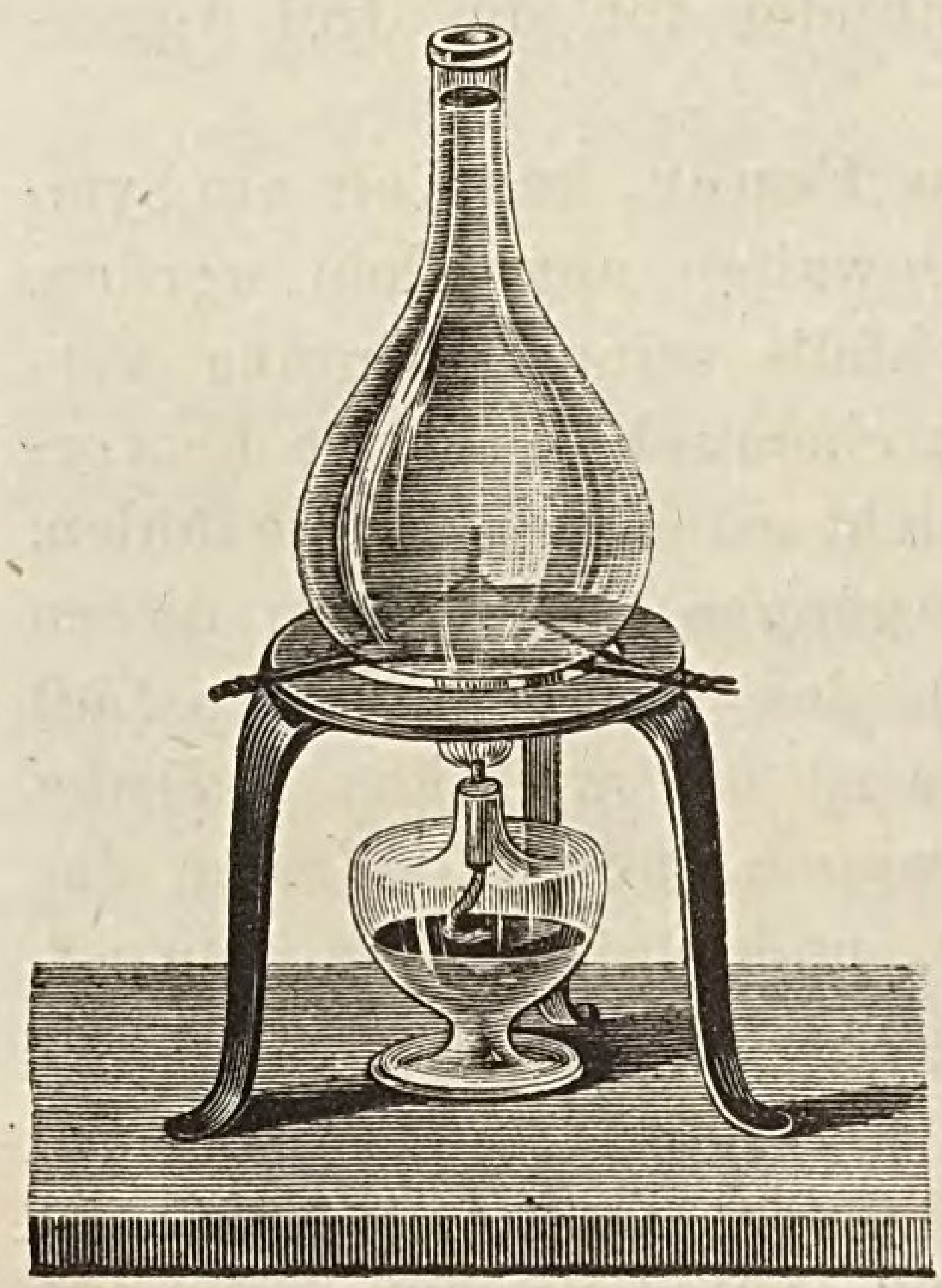
Wasser und Wärme.

23. Das Wasser bedeckt als Meer, theils im festen Zustande, wie im hohen Norden, theils flüssig, wie in den wärmeren Gegenden, beinahe drei Viertheile der Erdoberfläche; in Flüssen durchströmt es das Land in allen Richtungen; es steigt als Dampf in die Luft, bildet daselbst Wolken und fällt als Regen wieder auf die Erde zurück. Wir finden es also in allen drei Aggregatformen in der Natur und gewahren leicht, dass die Wärme es ist, durch welche diese äusserliche Verschiedenheit bewirkt wird. Das Wasser eignet sich aus diesem Grunde sehr gut dazu, um an ihm die wichtigsten Wirkungen der Wärme zu studiren.

Ausdehnung durch Wärme. Thermometer.

24. Ausdehnung flüssiger Körper. *Versuch.* Man tarire ein kleines Kochfläschchen, d. h. man stelle es auf die eine Schale einer Wage und lege auf die andere so viele Gewichte oder Schrotkörner etc., bis die Zunge genau einsteht, fülle es dann voll mit eiskaltem Wasser und merke sich das Gewicht des letzteren an. Hierauf erwärme man das Fläschchen auf einem Dreifusse durch eine einfache Spirituslampe, die man anfangs einige Minuten hin und her bewegt, damit die Erwärmung des Glases nur allmälig erfolge. Das Wasser wird bald höher steigen und ein Theil desselben herausfliessen. Sowie es zu kochen beginnt, entfernt man die Lampe und lässt das Gefäss erkalten; dabei sinkt das Wasser natürlich tiefer, als es vorher stand. Wie viel davon heraus-

Fig. 9.



getrieben wurde, erfährt man durch den Gewichtsverlust bei abermaligem Wägen; es wird ungefähr $^1/_{22}$ an dem ersten Gewichte fehlen. 100 Maass Wasser von 0° C. geben 101,2 Maass Wasser von 50° C. und 104,3 Maass Wasser von 100° C.

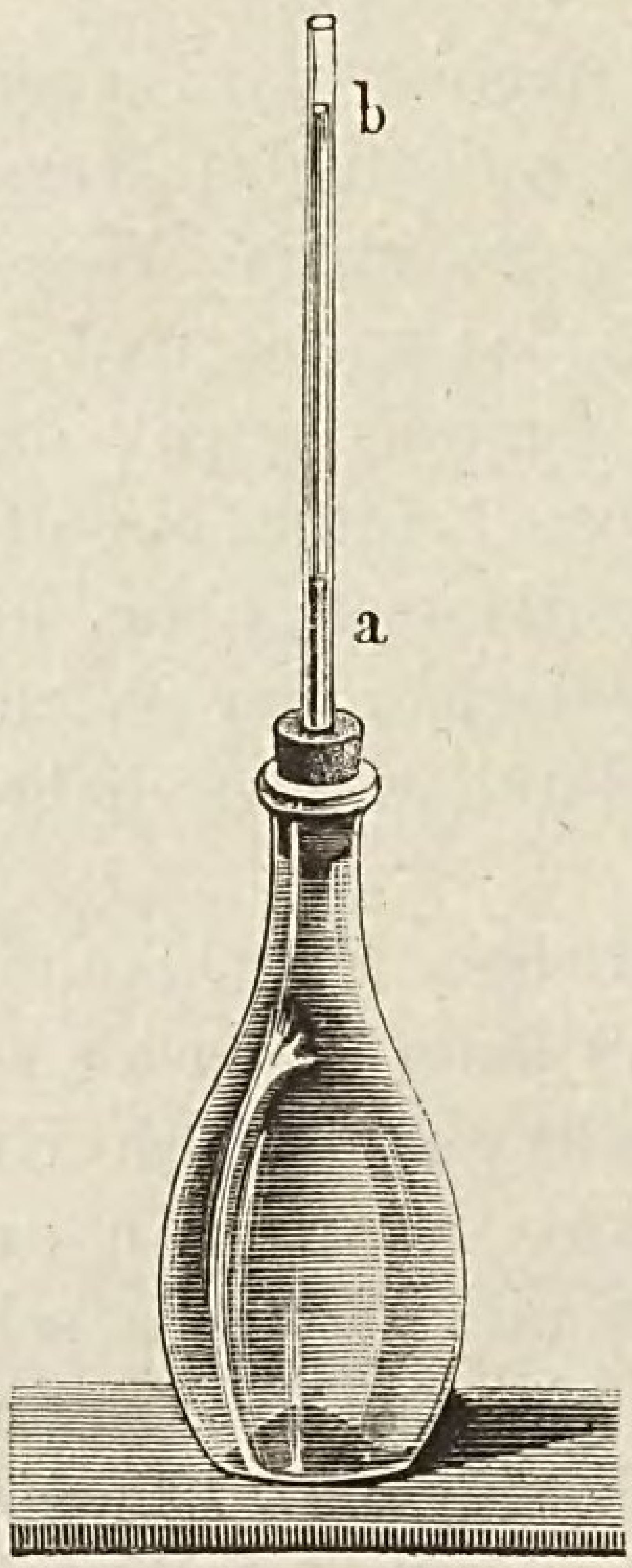
Durch den brennenden Spiritus oder Weingeist wird zuerst die Bodenfläche des Glasgefässes, durch diese sodann das Wasser erwärmt. Die Wärme dehnt das Wasser aus, das warme Wasser nimmt folglich einen grösseren Raum ein als das kalte, und ein Theil davon muss herausfliessen. Es folgt hieraus auch, dass warmes Wasser leichter sein muss als kaltes; 1 Liter eiskaltes Wasser wiegt 1000 Grm., 1 Liter kochendheisses aber nur 955 Grm. Bei dem Erkalten oder dem Entweichen der Wärme zieht es sich wieder zusammen und wird dadurch wieder dichter und schwerer.

Wie das Wasser, so verhalten sich alle übrigen Flüssigkeiten, ja auch die festen und luftförmigen Körper; es kann daher als ein Naturgesetz angesehen werden: dass die Körper durch Erwärmung ausgedehnt, durch Abkühlung hingegen zusammengezogen werden. Diese Ausdehnung ist aber sehr verschieden; manche Körper dehnen sich bei gleicher Erwärmung stärker aus, andere wieder schwächer, der Weingeist z. B. $2^1/_2$mal stärker, das Quecksilber $2^1/_2$mal schwächer als das Wasser. Bei den Flüssigkeiten, welche dem Maasse nach ein- und verkauft werden, kann diese Wirkung der Wärme oft ökonomisch wichtig werden; denn wenn man beispielsweise 100 Maass Branntwein oder Spiritus bei starker Sommerhitze einkauft, bei starker Winterkälte aber wieder verkauft, so wird man 4 bis 5 Maass daran verlieren, ebenso viel dagegen gewinnen, wenn der Einkauf im Winter und der Verkauf im Sommer erfolgt.

Versuch. Um die Ausdehnung des Wassers durch die Wärme deutlicher beobachten zu können, passe man auf ein Kochfläschchen einen Kork, den man zuvor mit einem Stück Holz so lange gelind geklopft hat, bis er so weich geworden ist, dass er schon bei sanftem Eindrehen in die Oeffnung des Gläschens sich überall genau an das Glas anlegt; den Kork durchbohre man in der Mitte mittelst einer runden Feile, bis sich in die entstandene, möglichst cylindrische Oeffnung eine Glasröhre, etwas streng, einschieben lässt. Nun fülle man das Gläschen so weit mit Wasser an, dass dieses, wenn der Kork fest

eingedreht wird, in der Röhre ungefähr bis *a* steht, und erwärme es wie bei dem vorigen Versuche.

Fig. 10.



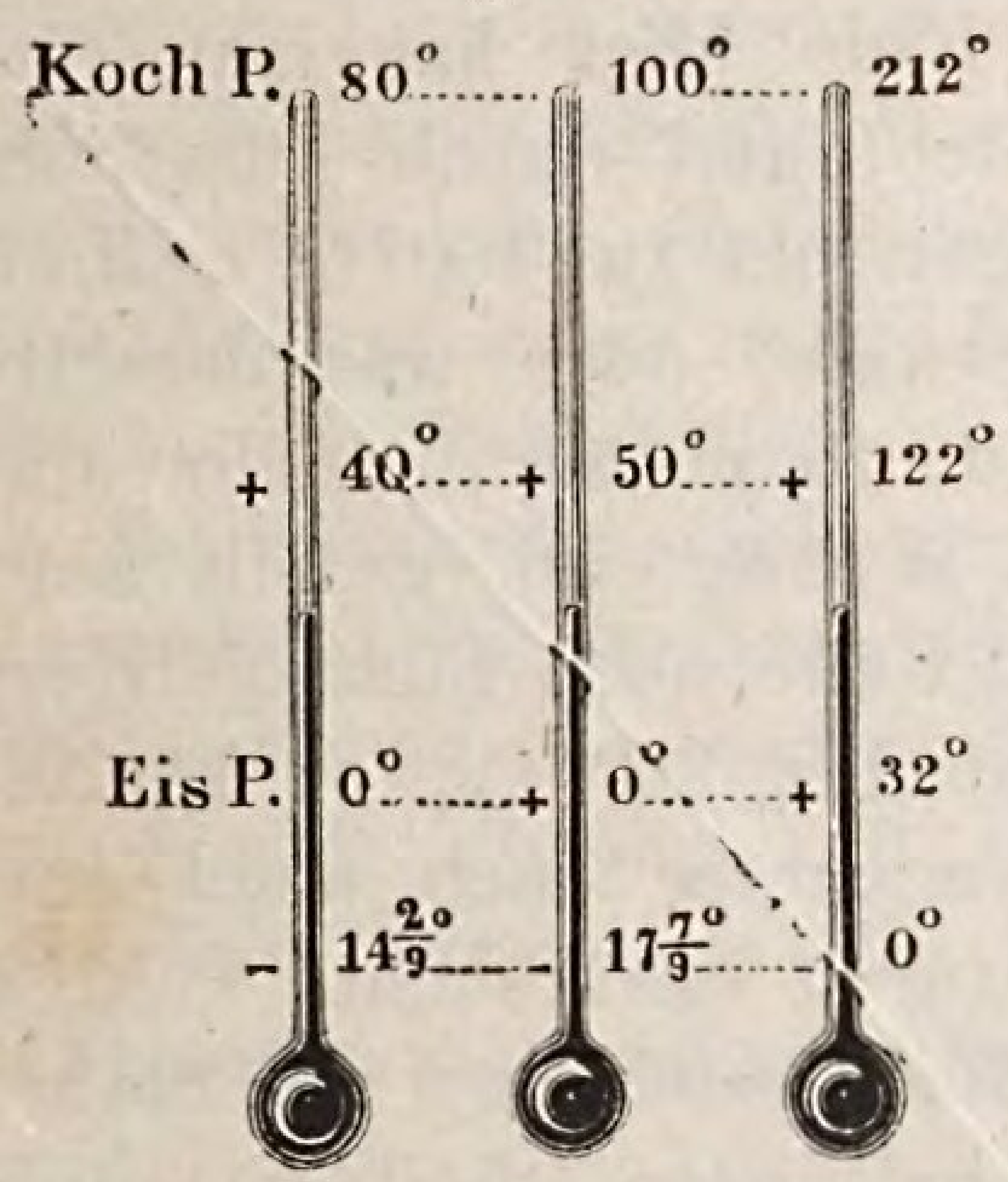
Das Wasser, welches bei dem vorigen Versuche durch die Kraft der Wärme aus dem Gläschen herausgedrängt wurde, wird hier in der Röhre in die Höhe gehoben, und zwar wird es um so höher steigen, je enger die Glasröhre ist. Man kann auf diese Weise selbst sehr kleine Raumveränderungen noch sichtbar fürs Auge machen, und diese Veränderungen dann dazu benutzen, um aus ihnen einen Schluss auf die Zu- oder Abnahme der Wärme zu ziehen, oder was dasselbe ist, um die Wärme zu messen. Dies geschieht durch besondere Instrumente, die Thermometer oder Wärmemesser heissen.

25. Thermometer oder Wärmemesser. Man könnte die Ausdehnung des Wassers in dem eben besprochenen Versuche leicht zum Messen der Wärme anwenden, wenn man die Stelle an der Glasröhre, bis zu welcher das Wasser beim Kochen in die Höhe stieg, sowie gleichfalls diejenige Stelle, bis zu der es beim Erkalten in Schnee fallen würde, anzeichnete und diesen Raum in Grade eintheilte. Viel zweckmässiger aber benutzt man statt des Wassers Quecksilber, da dieses schwerer kocht und schwerer gefriert, überdies auch schneller warm und wieder kalt wird, also die Wärmeänderungen rascher angiebt.

Das Gefäss, in welches man das Quecksilber bringt, kann gleichfalls als aus einem Fläschchen und einer Glasröhre zusammengesetzt angesehen werden, die aber, statt durch Kork verbunden, mit einander zusammengeschmolzen sind. Nachdem dasselbe mit Quecksilber ziemlich angefüllt und auch oben zugeschmolzen worden, taucht man es in schmelzenden Schnee und bezeichnet die Stelle, bis zu welcher das Quecksilber sinkt, mit dem Namen Eispunkt; mit Siedepunkt aber diejenige, bis zu wel-

cher das Quecksilber in kochendem Wasser steigt. Der zwichen diesen zwei festen Punkten inneliegende Raum lässt sich nun in beliebig viele Theile oder Grade theilen, welche zusammen die Scala oder Stufenleiter bilden. Die Grade unter dem Eispunkte werden eben so gross aufgetragen, wie die über demselben. Leider sind statt einer einzigen Scala deren mehre in Gebrauch gekommen. Die bekanntesten darunter sind folgende drei: die 80theilige von Réaumur (R.), die 100theilige oder Centesimalscala von Celsius (C.) und die 180theilige von Fahrenheit (F.). Die Verschiedenheiten derselben werden sich aus den beistehenden Figuren leicht ersehen lassen.

Fig. 11.



Nach R. gefriert das Wasser bei 0^0 und kocht bei 80^0; nach C. gefriert das Wasser bei 0^0 und kocht bei 100^0; nach F. gefriert das Wasser bei + 32^0 und kocht bei 212^0.

Fahrenheit, ein Physiker, fing sonderbarer Weise nicht beim Eispunkte zu zählen an, sondern 32^0 unter demselben. Die Scala desselben ist in England allgemein gebräuchlich, daher die hohen Grade, die man in englischen Schriften findet. Bei uns ist im gewöhnlichen Leben die Réaumur'sche am verbreitetsten, in wissenschaftlichen Werken aber benutzt man allgemein die Centesimalscala, welche auch in Frankreich sonst allgemein angewendet wird. Sie gilt gleichfalls für die in diesem Werkchen angegebenen Wärmegrössen oder Temperaturen. Um diese Scalen mit einander zu vergleichen, braucht man nur im Gedächtniss zu behalten, dass 4^0 R. so gross sind als 5^0 C. oder 9^0 F. Will man Grade von F., die über dem Eispunkte liegen, in Grade von R. oder C. umwandeln, so muss man natürlich zuvor 32^0 in Abzug bringen, eben so viele aber zum Producte zuaddiren, wenn es sich um die Verwandlung von R. oder C. Graden in Fahrenheit'sche handelt. Den Graden über 0^0 giebt man das Pluszeichen (+), den Graden unter 0^0, die man gewöhnlich Kältegrade nennt, das Minuszeichen (—).

Zu chemischen Versuchen eignet sich am besten ein cylin-

drisches Thermometer, welches bis zu 300° C. geht, da sich dieses, wie beistehende Abbildung zeigt, leicht durch einen Kork stecken und dann auf Flaschen befestigen lässt, in denen Flüssigkeiten bei bestimmten Temperaturen erhitzt werden sollen. Die bei dieser Art von Thermometern über den Kochpunkt des Wassers hinausragenden Grade werden auf der langen Glasröhre eben so gross aufgetragen, wie die, welche man durch Theilung des Raums zwischen 0° und 100° erhielt.

Fig. 12.



26. Messen hoher Kälte- und Hitzgrade. Das Quecksilber gefriert bei — 40° C.; in den nördlichen Regionen unserer Erde aber hat man eine Kälte von 50° C. beobachtet, und durch künstliche Mittel kann man diese sogar bis zu 100° C. treiben. Um solche hohe Kältegrade, oder was dasselbe ist, so niedrige Wärmegrade zu messen, wendet man Thermometer an, die mit Weingeist gefüllt sind, da dieser selbst bei 100° C. Kälte noch nicht gefriert.

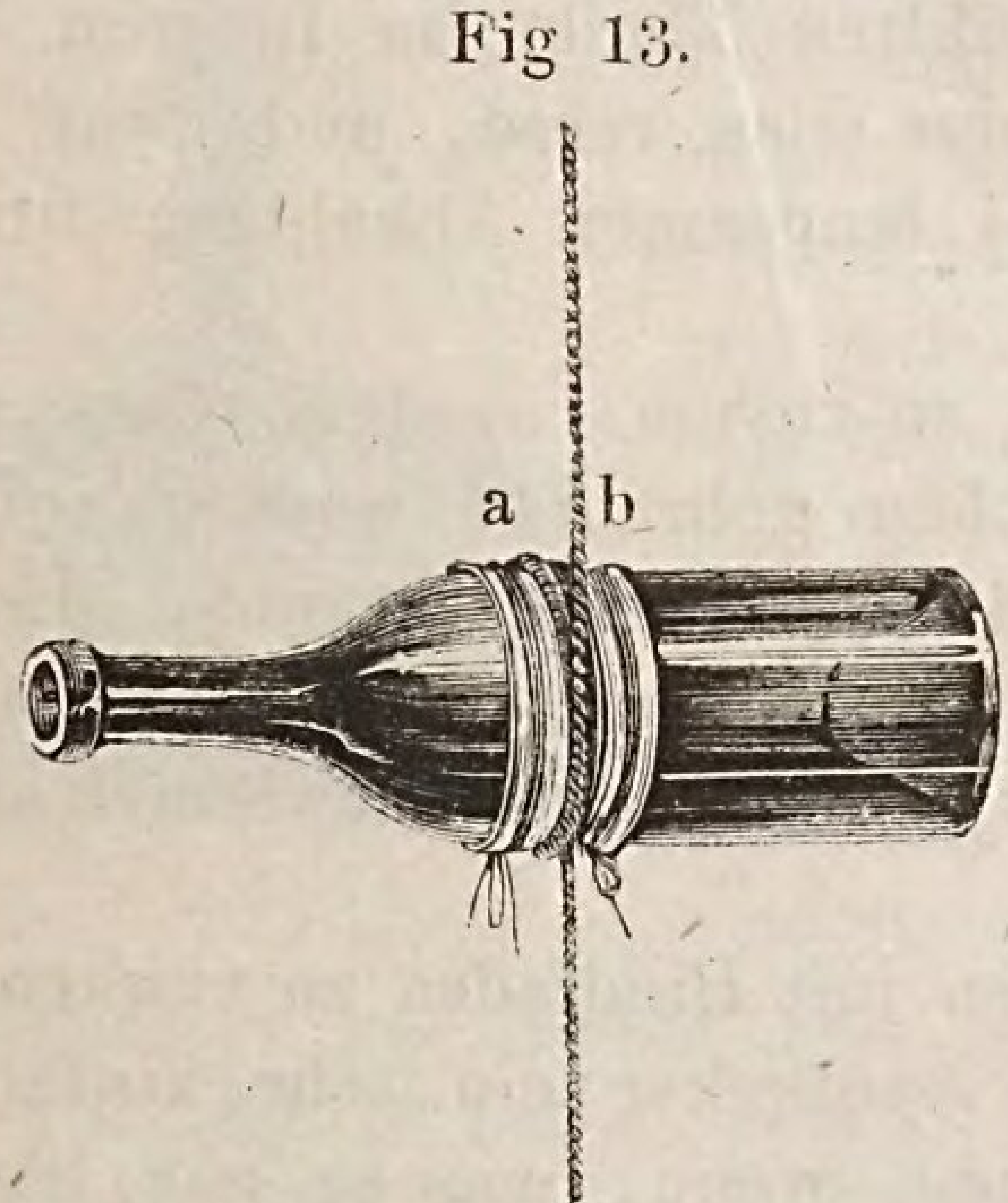
Das Quecksilber kocht bei 360° C., es können daher damit gefüllte Thermometer auch nicht zum Messen höherer Temperaturen gebraucht werden. Starke Hitzgrade sucht man durch die Ausdehnung von Stäben aus Platin, einem Metalle, welches im heftigsten Ofenfeuer nicht schmilzt, zu bestimmen. Instrumente dieser Art heissen Pyrometer oder Feuermesser. Durch Brennspiegel, durch starke elektrische Ströme und auf chemischem Wege ist man im Stande, eine Hitze von mehr als 2000° C. hervorzubringen.

27. Ausdehnung fester Körper. Ein Kochtopf, der kalt eben zu einer Ofenthür hineingeht, lässt sich heiss nicht wieder herausnehmen, denn er ist durch die Erhitzung grösser geworden; ein eiserner Wagenreif, glühend um ein Rad gelegt, presst sich beim Erkalten fest ins Holz ein und hält den Radkranz mit grosser Kraft zusammen; ein Stahl, der glühend streng in eine Plattglocke passt, füllt diese nach dem Erkalten nicht mehr aus, sondern lässt sich in ihr hin und her schütteln. Beide, der Wagenreif und der Plattstahl, sind durch das Erkalten kürzer und kleiner geworden. Dieses Grösserwerden durch Erwärmung und

Kleinerwerden durch Abkühlung zeigt uns klar, dass auch die festen Körper durch Wärme ausgedehnt, durch Entziehung der Wärme aber zusammengezogen werden. Viele Erscheinungen aus dem gewöhnlichen Leben finden dadurch eine einfache Erklärung. Unsere Wanduhren gehen im Winter vor, im Sommer nach, weil die Pendelstange derselben im Sommer länger wird und dann langsamere Schwingungen macht, während sie durch die Winterkälte verkürzt wird und schneller schwingt. Ein Klavier bekommt in einer kalten Stube einen höheren Ton als in einer warmen, weil die Saiten in der Kälte zusammengezogen, also kürzer und sonach stärker gespannt werden; ein in eine Wand eingeschlagener Nagel wird mit der Zeit locker, weil das Eisen sich im Sommer stärker ausdehnt und im Winter stärker zusammenzieht als Stein oder Holz und auf diese Weise die Oeffnung nach und nach erweitert. Aus diesem Grunde dürfen Eisenbahnschienen nicht fest an einander gelegt, Dampfröhren nicht fest eingemauert, Zinkplatten bei Bedachungen nicht zusammengenagelt, sondern gefalzt werden, damit sie sich bei eintretendem Temperaturwechsel ohne zu reissen zusammenziehen, und ohne sich zu werfen ausdehnen können.

Spröde Körper, z. B. Glas oder Porzellan, können durch eine plötzliche Erhitzung oder Abkühlung leicht so schnell ausgedehnt oder zusammengezogen werden, dass sie zerspringen.

Fig 13.



Versuch. Man umwickle eine Flasche an zwei einander ganz nahe liegenden Stellen so lange mit mehrfach zusammengelegten Papierstreifen, bis zwei kleine Wälle, *a* und *b*, entstanden sind, zwischen denen sich eine ungefähr federkielbreite Gasse befindet. Diese zwei Papierwülste werden mit Bindfaden fest gebunden, so dass sie sich nicht leicht verschieben lassen. An der vertieften Stelle wird nun ein Bindfaden um das Glas ge-

schlungen und so lange hin und her gezogen, bis er zerreisst. Giesst man jetzt schnell kaltes Wasser in die Gasse, so springt das Glas an dieser Stelle von einander, als ob es durchschnitten worden wäre. Die scharfen Ränder macht man durch gelindes Streichen mit einer Pfeile stumpf. Man kann sich auf diese Weise aus gewöhnlichen Medicin- oder Eau de Cologne-, ja selbst aus grösseren Flaschen leicht Glasglocken machen, welche sich zum Auffangen von Luftarten, zu Auflösungen, Niederschlagungen und anderen chemischen Arbeiten ganz gut anwenden lassen.

Dass ein Paar Körper heiss werden, wenn wir sie schnell an einander reiben, wer wüsste das nicht? Hat doch Jeder wohl an sich die Erfahrung gemacht, dass man die Hände verbrennen kann, wenn man sich schnell an einem Seile oder einer Stange herablässt, oder es einmal mit angesehen, wie ein Wagenrad durch schnelles Fahren heiss wurde, wenn es nicht gut eingeschmiert war. Das schnelle Hin- und Herziehen des Bindfadens auf dem Glase bringt auch hier eine solche Hitze hervor, dass das Glas an der Stelle, wo die Reibung stattfindet, sehr heiss wird und der Bindfaden endlich brandig riecht und zerreisst. Mit dieser Erhitzung ist natürlich auch eine Ausdehnung des Glases verbunden. Wird diese Stelle nun durch aufgegossenes kaltes Wasser äusserlich schnell abgekühlt, so müssen die ausgedehnten Glastheilchen sich schnell wieder zusammenziehen, und dieses Zusammenziehen erfolgt an der äusseren Fläche so rasch, dass die nicht so schnell abgekühlten Theile im Inneren der Glasmasse nicht folgen können: das Glas reisst, und zwar um so leichter, je dicker es ist. Bei langsamer Abkühlung findet ein Zerspringen nicht statt.

Hieraus sind die zwei Lehren zu ziehen: a) dass Glas- und Porzellangeschirre, die zum Kochen gebraucht werden sollen, z. B. Kochfläschchen, Kolben, Retorten, Schalen etc., dünne Wände, namentlich am Boden, haben müssen, und b) dass man dieselben beim Gebrauche immer nur langsam erwärmen und langsam abkühlen darf.

Die Methode, Glas durch Sägen mit Bindfaden zu erwärmen, bietet auch dem Chemiker und Apotheker ein sehr einfaches Mittel dar, um Glasgefässe zu öffnen, wenn, wie es gar häufig vorkommt, die Glasstöpsel so fest in dem Halse stecken, dass sie weder durch Drehen noch Klopfen herausgebracht werden kön-

nen. Man hat dann nur nöthig, einen dicken Bindfaden um den Hals zu legen, und mit demselben so lange zu sägen, bis die Oeffnung sich soweit ausgedehnt hat, dass der Stöpsel locker wird.

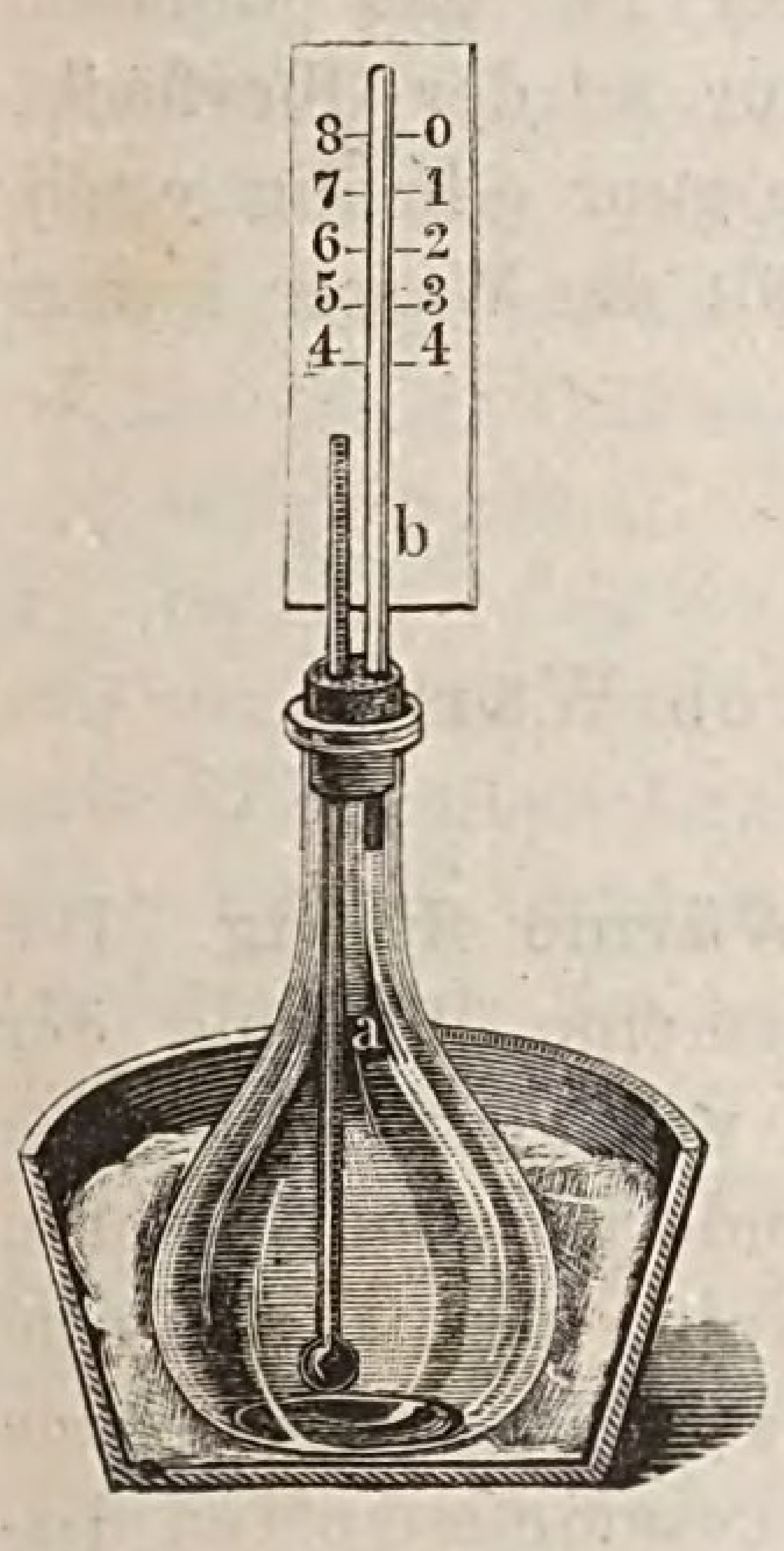
Die Ausdehnung der festen Körper ist gleichfalls verschieden, wie bei den Flüssigkeiten, und in allen Fällen weit geringer als bei den letzteren; am beträchtlichsten ist sie bei den metallischen Körpern.

Ueber die Ausdehnung der gasförmigen Körper durch die Wärme wird bei der Luft das Erforderliche mitgetheilt werden (104.).

28. Ausdehnung des Wassers durch Abkühlung. Eine merkwürdige Ausnahme von dem allgemeinen Gesetze: dass die Wärme die Körper ausdehnt, die Kälte sie aber zusammenzieht, kommt beim Wasser vor.

Versuch. Ein grösseres Kochfläschchen wird genau so vorgerichtet, wie es bei dem Versuche 24 (Fig. 10) angegeben wurde, nur

Fig. 14.



durchbohrt man den Kork noch ein zweites Mal, um durch diese Oeffnung ein Thermometer (*a*) in die Flüssigkeiten zu tauchen und dadurch deren Temperatur zu bestimmen. Man lässt auch etwas mehr Wasser im Gläschen, so dass es die Röhre *b* bis oben anfüllt. An diese Röhre klebt man mittelst Wachs einen Papierstreifen, auf dem man den Stand des Wassers durch einen Federstrich anzeigen kann, wenn das Thermometer um einen Grad gefallen ist, und setzt dann das Ganze in ein Gefäss voll Schnee. Während des Abkühlens sinkt das Wasser in der Röhre, und zwar so lange, bis das Thermometer 4^0 C. zeigt. Bei noch stärkerer Abkühlung dagegen fällt es nicht weiter, wie man vermuthen sollte, sondern es fängt im Gegentheil wieder zu steigen an und dehnt sich so lange aus, bis es zum Gefrieren kommt. Bei 0^0 hat es gerade die Höhe wieder, auf der es bei 8^0 stand. Das Wasser ist demnach bei $+ 4^0$ am schwersten oder dichtesten; bei allen anderen Flüssigkeiten nimmt die Dichtigkeit hingegen gleichmässig mit der Abkühlung zu.

29. Eisbildung im Winter. So bedeutungslos diese Unregelmässigkeit auf den ersten Blick erscheinen mag, zu so hoher Bewunderung muss sie uns doch hinreissen, wenn wir auf die Folgen derselben blicken. Ohne diese Ausnahme würde unser Vaterland ein grönländisches Klima haben. Die Abkühlung unserer Gewässer bei eintretendem Winter erfolgt hauptsächlich durch die kalte Luft, also von oben; das entstandene kältere Wasser ist schwerer, es sinkt folglich zu Boden und das wärmere von unten tritt an seine Stelle, welches wieder abgekühlt wird und niedersinkt. Würde das Wasser bis zu seinem Gefrierpunkt fortwährend dichter, so müsste diese Circulation fortdauern, bis alles Wasser bis zur grössten Tiefe hinab 0^0 erreicht hätte, und einige kalte Tage würden dann hinreichen, unsere Seen und Flüsse bis auf den Grund in Eis zu verwandeln. Dies geschieht aber nicht, weil der gedachte Kreislauf, und mit ihm die schnelle Abkühlung des Wassers, von dem Zeitpunkte an aufhört, wo die Temperatur des Wassers bis auf $+ 4^0$ C. gesunken ist, da das noch mehr erkaltete Wasser dann leichter ist und obenauf schwimmt. Das Gefrieren kann hiernach nur an der Oberfläche stattfinden und die entstandene Eisrinde nur ganz allmälig wachsen. In geringer Tiefe unter derselben behält das Wasser immer eine Temperatur von $+ 4^0$ C.

Schmelzen fester Körper durch Wärme.

30. Feste Körper werden durch Wärme flüssig. Die Ausdehnung der Körper war die erste allgemeine Wirkung der Wärme; an den festen Körpern bemerken wir aber noch eine besondere Wirkung der Wärme: sie verändern nämlich ihren Aggregatzustand, sie werden flüssig, sie schmelzen. Manche werden vor dem Schmelzen erst weich, so dass sich einzelne Stückchen davon zu einem ganzen Stücke zusammenkneten lassen, z. B. Butter, Glas und Eisen; das spröde Glas lässt sich in diesem Zustand biegen und formen wie Wachs, das Eisen schweissen.

Versuch. Man halte eine dünne Glasröhre in den oberen Theil einer Weingeistflamme und drehe sie dabei langsam zwi-

schen den Fingern: sie wird, so wie sie glühend geworden ist, so weich sein, dass man sie beliebig biegen kann. Auf diese Weise kann man sich die mannigfach gebogenen Röhren, die zu chemischen Versuchen gebraucht werden, leicht selbst darstellen. Bei stärkeren Röhren wendet man eine Lampe mit doppeltem Luftzuge an, die eine ungleich stärkere Hitze giebt, als die einfache Weingeistlampe. Das Zerschneiden der Glasröhren geschieht mittelst einer kleinen dreieckigen Feile. Man hat nur nöthig, an der betreffenden Stelle einen kleinen Querstrich mit der Feile zu machen, die Röhre bricht dann, bei gelindem Ziehen oder Biegen, an diesem Orte leicht entzwei.

Die meisten festen Körper werden plötzlich flüssig, wie man dies beim Schmelzen des Eises, des Bleies etc. leicht wahrnehmen kann.

31. Schmelzpunkt. *Versuch.* Man setze eine Tasse voll Schnee oder Eis und eine andere mit einem Stück Talglicht auf einen warmen Ofen und tauche von Zeit zu Zeit ein Thermometer in die schmelzenden Massen: man wird finden, dass das Thermometer in dem ersten Gefässe auf 0^0, in dem zweiten auf ungefähr 38^0 C. so lange stehen bleibt, als noch ungeschmolzenes Eis oder ungeschmolzener Talg vorhanden ist. Erst nach vollständiger Schmelzung steigt es höher. Wir nennen den Wärmegrad, bei dem ein Körper schmilzt, den Schmelzpunkt. Er ist überaus verschieden, bald über, bald unter dem Eispunkte; beim Blei z. B. über 300^0 C., beim Silber über 1000^0 C.; festes Quecksilber hingegen schmilzt schon bei 40^0 unter Null. Stellt man die beiden Tassen mit dem geschmolzenen Eis und Talg in die Kälte, so bemerkt man, dass der Talg sehr bald wieder erstarrt, ungefähr bei $+ 35^0$, das Wasser aber erst dann, wenn es bis zu 0^0 abgekühlt ist. Das Erstarren oder Gefrieren flüssiger Körper erfolgt also nahezu bei derselben Temperatur, bei welcher dieselben Körper, wenn sie fest sind, flüssig werden oder schmelzen.

Manche Körper, z. B. die Kohle, sind bis jetzt noch nicht zum Schmelzen, andere, z. B. der Weingeist, noch nicht zum Gefrieren gebracht worden; es ist aber sehr wahrscheinlich, dass, wenn wir noch höhere Hitze oder Kälte hervorzubringen lernen, wir dahin kommen werden, alle festen Körper flüssig und alle flüssigen wieder fest zu machen.

32. Beim Schmelzen verschwindet Wärme. *Versuch.* Auf die Kochplatte eines geheizten Ofens stelle man zwei gleich grosse Töpfe, den einen mit 1 Kilogrm. Schnee von 0^0, den anderen mit 1 Kilogrm. Wasser von 0^0, und entferne sie wieder, wenn der Schnee in dem ersten Gefässe eben geschmolzen ist. Durch das blosse Gefühl schon wird man bemerken, dass das Schneewasser im ersten Gefässe kalt geblieben, das Wasser im zweiten Gefässe aber heiss geworden ist; ein eingetauchtes Thermometer wird in dem ersten 0^0, in dem letzteren $+ 75^0$ C. anzeigen. Da beide Töpfe gleichviel Wärme vom Ofen empfingen und vorher auch gleiche Temperatur hatten, so drängt sich von selbst die Frage auf: wohin sind die 75 Grad Wärme gekommen, die das mit Schnee gefüllte Gefäss erhielt? Als Antwort dient hierauf: sie sind vom Schnee verschluckt worden, und dieser hat dadurch eine flüssige Gestalt angenommen, er ist geschmolzen.

Versuch. In das Gefäss, welches das Kilogramm von dem bis zu 75^0 C. erhitzten Wasser enthält, schütte man ein Kilogramm Schnee von 0^0, und prüfe wieder mit dem Thermometer: das Quecksilber wird bis auf den Eispunkt herabgesunken sein, so wie aller Schnee zergangen ist. Der Schnee hat also auch hier dem heissen Wasser 75^0 Wärme entzogen und ist dabei flüssig geworden.

33. Beim Erstarren wird Wärme frei. *Versuch.* Die bei dem vorigen Versuche verschwundene Wärme ist keineswegs vernichtet, sie ist im Wasser nur versteckt (latent) und bleibt so lange bei demselben, als es flüssig bleibt; sie wird aber wieder frei oder fühlbar, wenn das Wasser feste Gestalt annimmt. Man nimmt dies sehr deutlich wahr, wenn man auf 100 Grm. gebrannten Kalk 50 Grm. Wasser sprengt; der Kalk bläht sich auf, wird sehr heiss und zerfällt endlich zu einem staubigen Pulver. Wird dieses nach dem Erkalten gewogen, so zeigt sich eine Gewichtszunahme von etwa 30 Grm.; aus 100 Grm. Kalk sind 130 Grm. Kalkpulver (gelöschter Kalk) geworden; das fehlende Wasser ist als Wasserdampf weggegangen. Was die Gewichtszunahme bewirkt hat, das kann nur das Wasser sein, welches sich mit dem Kalk chemisch vereinigte; dieses kann ferner nur in fester Gestalt in dem gelöschten Kalk sein, denn der letztere ist ein ganz trockener, staubiger Körper. Die starke Erhitzung er-

klärt sich theils daraus, dass das Wasser beim Festwerden die Wärme wieder abgab, die es beim Schmelzen verschluckt hatte theils daraus, dass ein Paar Körper sich mit grosser Energie chemisch mit einander verbanden. Ein gleiches Verschwinden von Wärme findet überall statt, wo feste Körper flüssig werden; ein Freiwerden von Wärme dagegen überall, wo flüssige Körper erstarren, und es erklärt sich hieraus ganz einfach, warum z. B. die Luft immer kühl bleibt, so lange der Schnee und das Eis im Frühjahre wegthauen, warum die Kälte bei Schneefall gelinder wird etc.

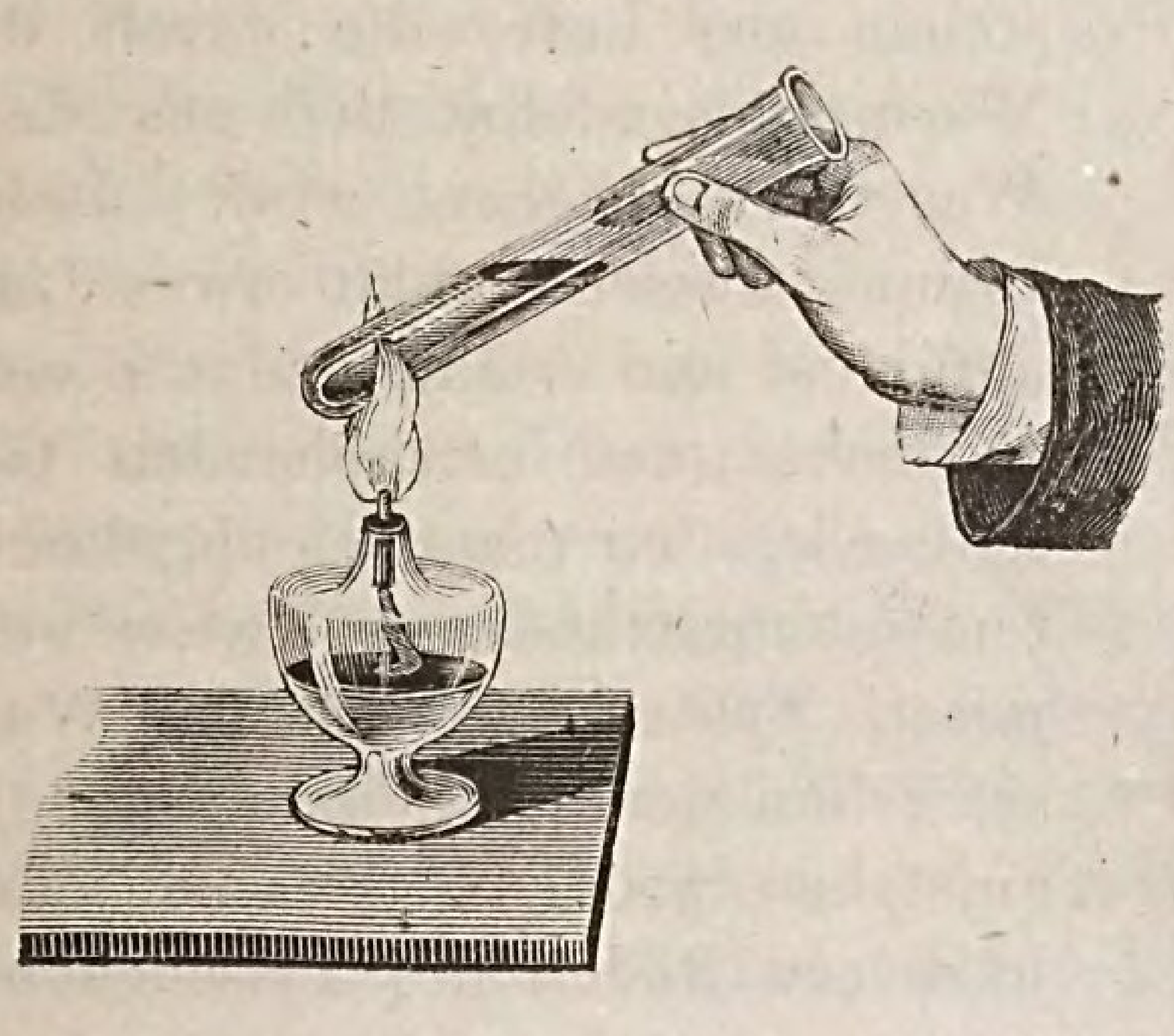
Die Wärme, die wir durch das Gefühl und das Thermometer wahrnehmen, nennen wir freie Wärme; sie haftet nur lose an den Körpern und entweicht beim Abkühlen wieder aus ihnen; die unbemerkbare Wärme dagegen, welcher die tropfbaren Körper ihre Flüssigkeit verdanken, und die nur beim Erstarren derselben wieder entweicht oder frei wird, heisst gebundene oder latente Wärme. Die Flüssigkeiten können sonach als Verbindungen von festen Körpern mit latenter Wärme betrachtet werden.

Kochen und Verdampfen flüssiger Körper.

34. Kochen des Wassers. Das Wasser kocht bekanntlich, wenn es bis auf eine gewisse Temperatur erhitzt wird.

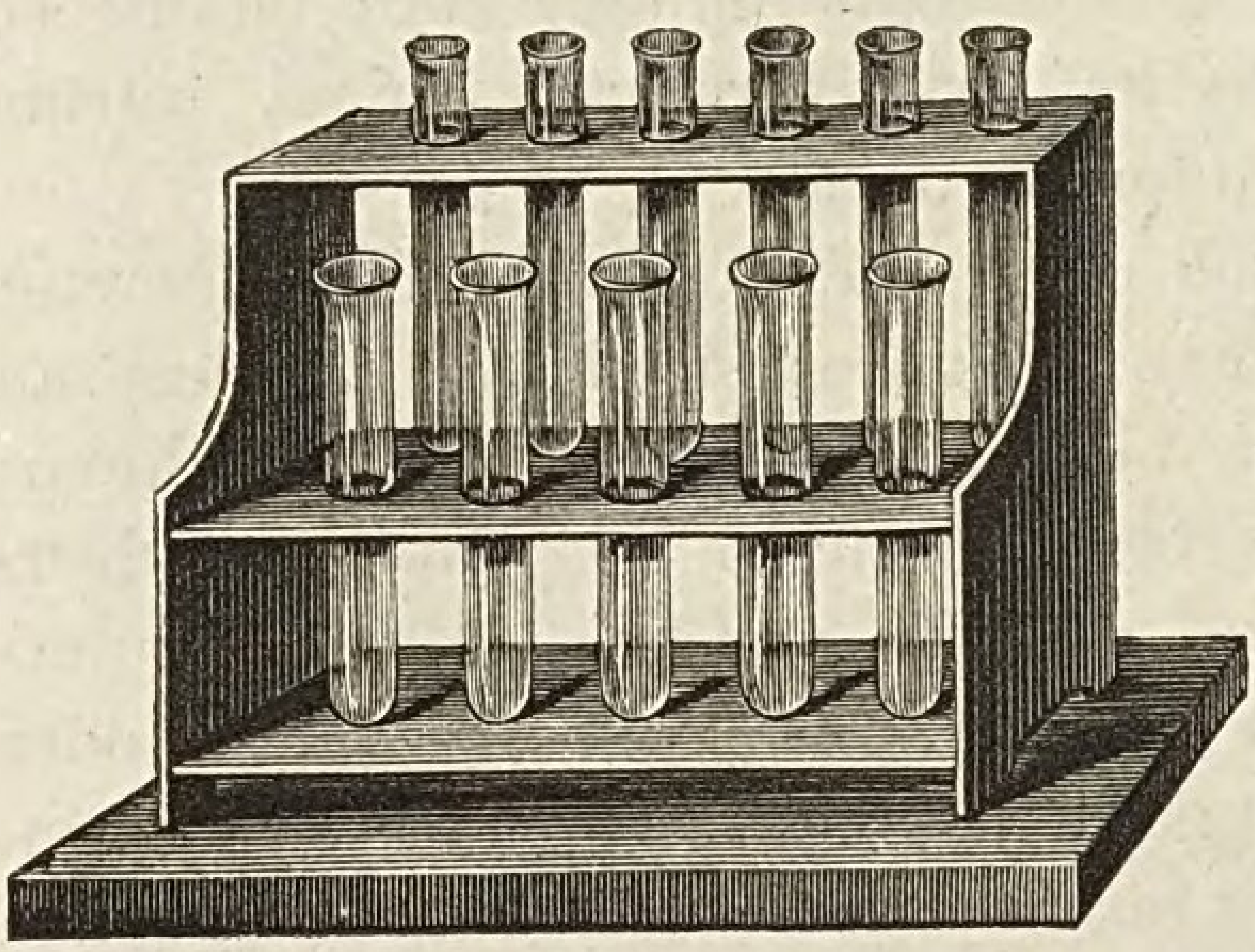
Versuch. In einem Probirgläschen wird Wasser, in welches man einige Sägespäne gestreut hat, über einer Weingeistlampe erhitzt. Das Gläschen wird oben angefasst und anfangs einige Minuten zwischen den Fingern gedreht, damit die Flamme alle Stellen der Bodenfläche gleichmässig treffe und erwärme. Beobachtet man das Wasser genau, so wird man bemerken, dass die leichten Holzspänchen an der oberen Wand des Gläschens in

Fig. 15.



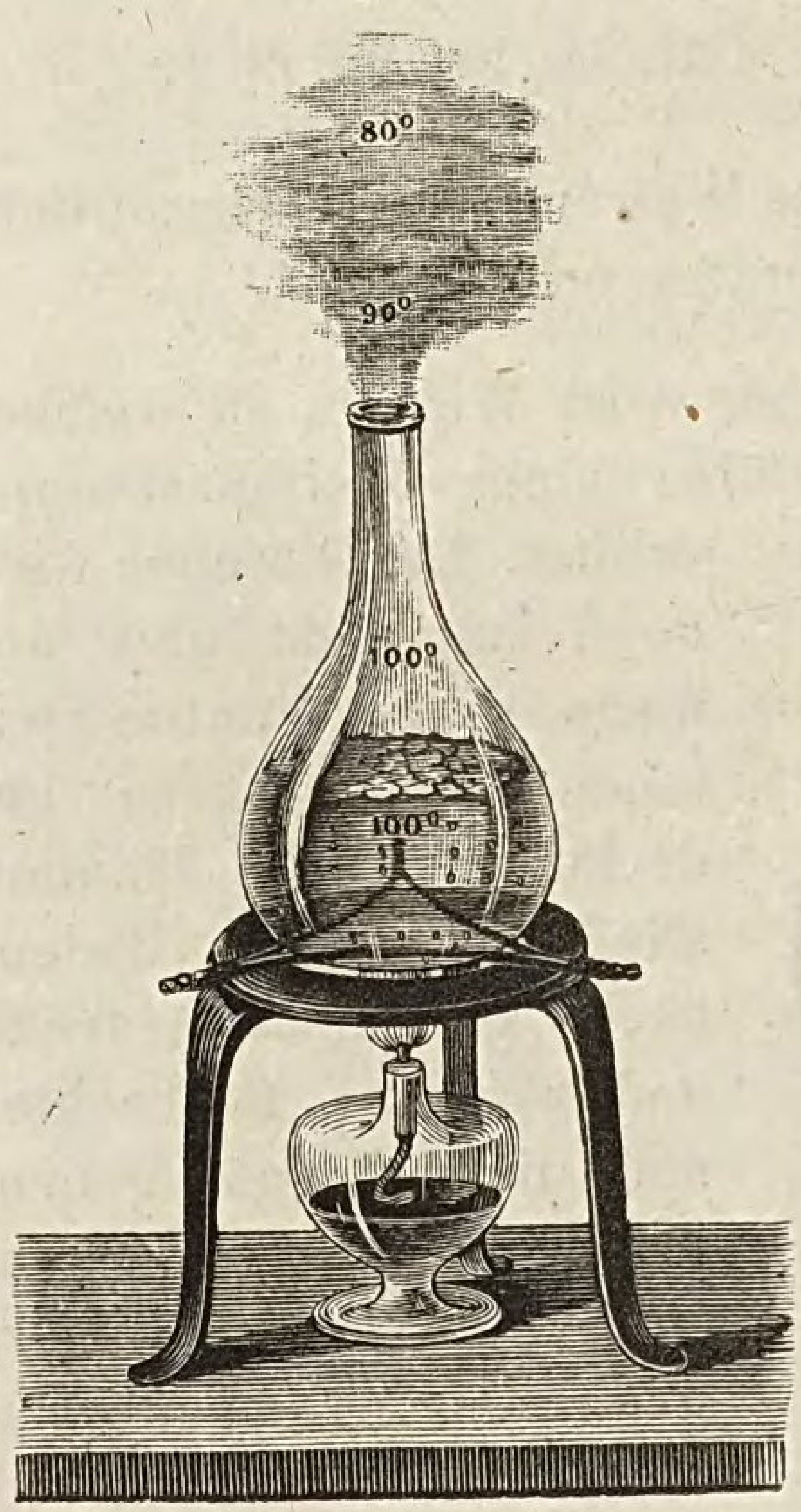
die Höhe, an der unteren herabsteigen; das warm und leichter gewordene Wasser steigt sonach aufwärts und dafür sinkt das kältere, also auch schwerere Wasser herab: das Wasser circulirt. In Folge dieser Kreisbewegung erfolgt die Erwärmung von Flüssigkeiten immer schneller, wenn man das Feuer unter denselben anbringt.

Fig. 16.



Die Probirgläschen sind cylindrische Glasgefässe mit einem halbkugelförmigen Boden. Damit sie beim Kochen nicht springen, muss der Boden gleichförmig ausgeblasen und nicht von zu dickem Glase sein. Zur bequemen Aufstellung derselben dient ein einfaches Holzgestell von nebenstehender Form (Fig. 16).

Fig. 17.



Versuch. Man wiederhole den vorigen Versuch, aber in einem Kochfläschchen und ohne Sägespäne, damit das Wasser durchsichtig bleibe: es werden sich nach kurzer Zeit viele kleine Perlen an den Glaswänden zeigen, die allmälig grösser werden und in die Höhe steigen. Diese Bläschen bestehen aus Luft, die durch die Wärme ausgedehnt und aus dem Wasser vertrieben wird. Jedes Brunnenwasser enthält etwas Luft aufgelöst und erlangt dadurch vorzugsweise den erfrischenden Geschmack, den man bei abgekochtem oder gestandenem Wasser vermisst. Späterhin, wenn das Wasser schon ziemlich heiss geworden, entstehen grössere Bläschen am heisseren Boden des Fläschchens,

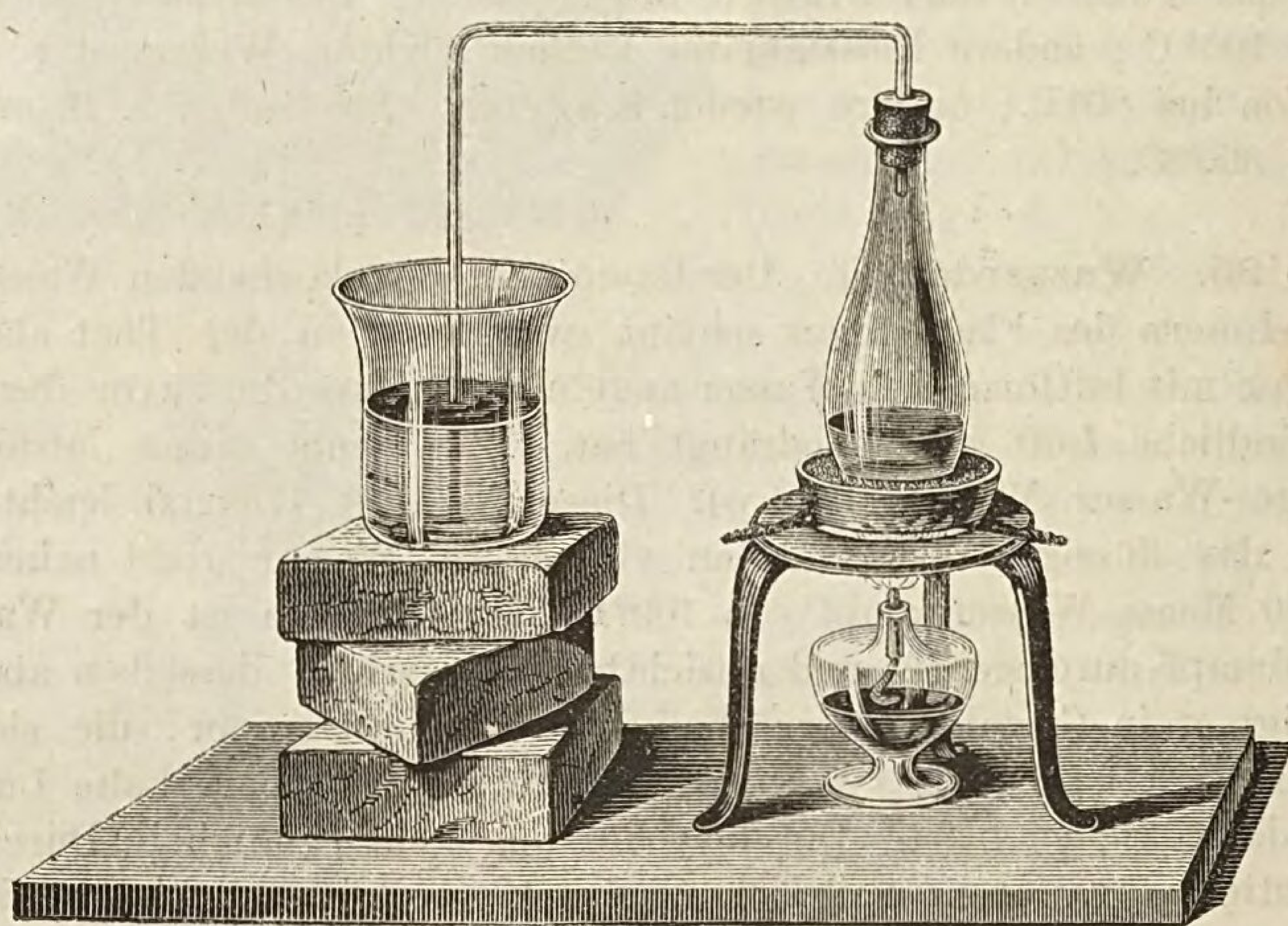
die gleichfalls in die Höhe steigen, aber beim Aufsteigen kleiner werden und wieder vergehen, ehe sie die Oberfläche des Wassers erreicht haben; sie bestehen aus luftförmigem Wasser (Wasserdampf), welches durch die weniger heisse obere Flüssigkeit wieder zu flüssigem wird. Das Zusammenfallen der Wassertheilchen an den Stellen, wo diese Blasen von Wasserdampf verschwinden, verursacht das dem Kochen vorangehende, eigenthümliche Geräusch, welches man gewöhnlich das Singen des Wassers nennt. Ist die ganze Wassermenge bis zu 100° C. erhitzt, so werden diese Blasen nicht mehr unterwegs verdichtet, sondern steigen bis zur Oberfläche und bleiben hier, von einer dünnen Schicht Wasser umgeben, einige Augenblicke auf dem Wasserspiegel, bis sie endlich zerplatzen, weil der Wassermantel sich wieder niedersenkt. Dies ist das Kochen oder Sieden des Wassers. Das Wasser kocht bei 100° C.; andere Flüssigkeiten kochen leichter, Weingeist z. B. schon bei 80° C.; andere wieder schwerer, Quecksilber z. B. erst bei 360° C.

35. Wasserdampf. Der Raum über dem kochenden Wasser im Innern des Fläschchens scheint zwar leer, in der That aber ist er mit luftförmigem Wasser angefüllt, welches die zuvor darin befindliche Luft herausgedrängt hat. Man nennt dieses luftförmige Wasser Wasserdampf. Dieser ist fast 1700mal leichter als das flüssige Wasser, denn ein Maass Wasser giebt nahezu 1700 Maass Wasserdampf von 100° C. Im Gläschen ist der Wasserdampf durchsichtig und unsichtbar, ausserhalb desselben aber steigt er in Gestalt weisser Wolken in die Luft empor, die sich sehr stark vermehren, wenn man durch eine Glasröhre kalte Luft in das Gläschen bläst. Durch Abkühlung geht nämlich die Durchsichtigkeit verloren, weil sich wieder Wasserbläschen bilden, die aber so klein und leicht sind, dass sie in der Luft schwimmen können. Die Wolken am Himmel bestehen gleichfalls aus solchem halb verdichteten Wasserdampf. Bei weiter fortschreitender Verdichtung fliessen die Dunstbläschen zu Tropfen zusammen, welche nun als Regen herabfallen. Ein Thermometer, in das kochende Wasser getaucht, zeigt 100° C., in dem darüber befindlichen durchsichtigen Dampfe gleichfalls nur 100° C. und diese Temperatur steigt durchaus nicht höher, mag man das Kochen noch so lange fortsetzen oder die Flamme der Lampe noch so stark machen.

Es tritt ein ähnlicher Fall ein, wie beim Schmelzen des Schnees: es verschwindet Wärme, und dieses Verschwinden erfolgt auch aus gleicher Ursache wie dort: der Wasserdampf braucht Wärme zu seinem Bestehen und verbindet sich so innig mit derselben, dass sie unfühlbar, dass sie latent wird. Wie Wasser als eine Verbindung von Eis mit latenter Wärme anzusehen ist, so ist Wasserdampf als eine Verbindung von Eis mit noch mehr latenter Wärme zu betrachten, welche letztere erst dann wieder frei werden kann, wenn aus dem Dampfe Wasser wird.

36. Kochen durch Wasserdampf. *Versuch.* Man verbinde eine gebogene Glasröhre durch einen Kork mit einem Kochfläschchen in der Weise, dass der kürzere Schenkel der Röhre in dem

Fig. 18.



Halse des Fläschchens festsitzt, der längere dagegen frei bis auf den Boden eines Becherglases oder eines gewöhnlichen Trinkglases reicht. Hierauf giesse man in jedes dieser zwei Gefässe 100 Grm. eiskaltes Wasser und erwärme das Kochfläschchen auf einem Dreifusse allmälig bis zum Kochen. Die Zeit, welche nöthig ist, um diese 100 Grm. Wasser bis zum Sieden zu erhitzen, wird angemerkt. Man lässt das Sieden so lange fortdauern, bis auch das Wasser in dem Becherglase in wallende Bewegung gerathen ist,

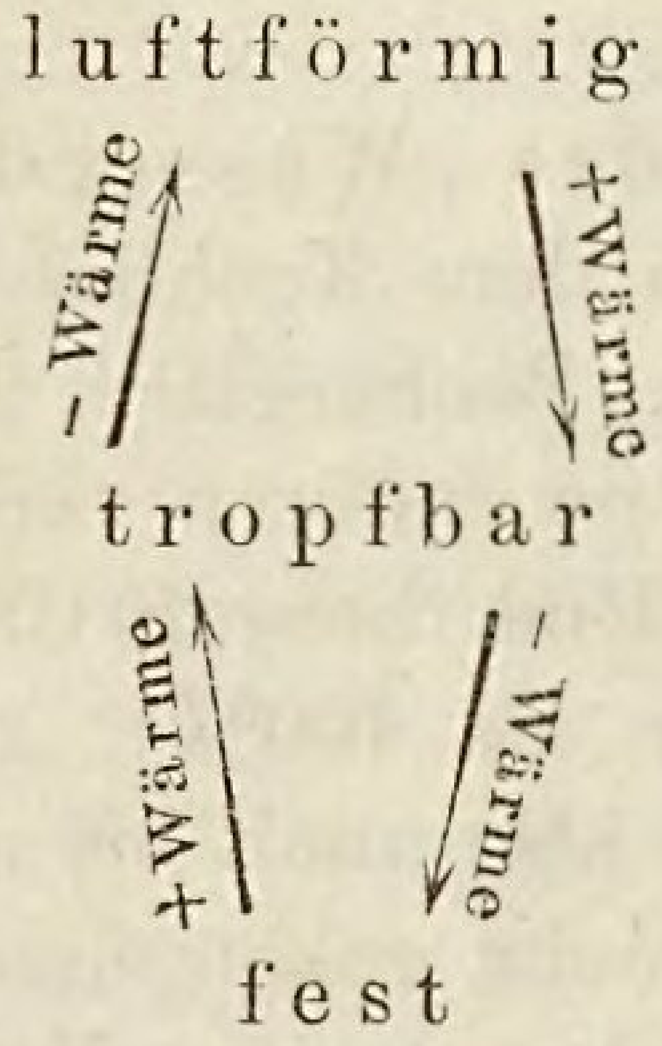
und merkt sich die verflossene Zeit ebenfalls an; sie wird der ersten nahezu gleich sein. Der Wasserdampf, welcher sich beim Erhitzen des Fläschchens bildet, hat keinen anderen Ausweg als den durch die Röhre und das kalte Wasser, in welches die letztere eintaucht; beim Durchgehen durch dieses Wasser wird er aber verdichtet, und zwar so lange, bis auch der Inhalt des zweiten Gefässes 100° C. heiss geworden ist und siedet.

Latente Wärme des Wasserdampfes. Beide Gläser werden nun gewogen: in dem Kochfläschchen wird man 20 Grm. Wasser weniger, in dem Becherglase 20 Grm. mehr finden; es sind also 20 Grm. Wasser im ersteren verdampft, im letzteren wieder verdichtet worden. Und diese 20 Grm. Wasserdampf, welcher selbst nicht heisser war als 100° C., konnten 100 Grm. eiskaltes Wasser bis zum Kochen, also auch bis auf 100° erhitzen! Woher sind diese 500° Wärme mehr gekommen? Antwort: sie waren im Dampfe latent, sie wurden beim Verdampfen gebunden, beim Verdichten wieder frei. Sie stammen auch aus der Spiritusflamme, wie man aus den oben angemerkten Zeilen leicht ersehen kann. Angenommen, die Zeit, die nöthig war, um das Wasser im ersten Fläschchen ins Kochen zu bringen, habe 10 Minuten, und die Zeit von da bis zum Kochen des Wassers im zweiten Gefässe gleichfalls 10 Minuten betragen, so folgt, dass dieselbe Wärmemenge, die gebraucht wurde, um 100 Grm. Wasser von 0° bis 100° C. zu erhitzen, nur hinreichte, um 20 Grm. Wasser zu verdampfen; die ganze Wärme, welche in den letzten 10 Minuten durch die Weingeistlampe entstand, muss also als latente Wärme in den Dampf übergegangen sein. Nahmen 20 Grm. kochendes Wasser beim Verdampfen 500° C. Wärme auf, so muss der entstandene Wasserdampf auch wieder ebenso viel abgeben, wenn er wieder zu flüssigem Wasser wird; er muss also im Stande sein, aus 100 Grm. Wasser von 0° 100 Grm. von 100° zu machen.

Die Eigenschaft des Wasserdampfes, grosse Mengen von Wärme zu binden und sie beim Verdichten wieder abzugeben, macht denselben sehr geeignet zum Erhitzen von anderen Körpern, die man hierdurch zugleich gegen das Anbrennen sichert, da der Dampf in unverschlossenen Gefässen nicht heisser als 100° C. werden kann. In den Apotheken bereitet man Infusionen, Decocte und Extracte durch Dampf; in Haushaltungen kocht

man Speisen damit; in Brennereien destillirt man durch Dampf; in Färbereien und Bleichereien wendet man ihn zum Auskochen und Ausfärben der Stoffe mit Wasser an; in anderen Etablissements zum Heizen der Locale, zum Trocknen u. s. w.

Die Verminderung und Vermehrung der Wärme durch Aenderung des Aggregatzustandes der Körper kann durch nachstehendes Schema anschaulicher gemacht werden. Beim Auf-



steigen in der Richtung der Pfeile (beim Schmelzen und Verdampfen) wird Wärme latent, beim Herabsteigen (beim Verdichten von Dämpfen und beim Erstarren flüssiger Körper) wird Wärme frei.

37. Verdunstung des Wassers. Wasser, in einer Tasse an die Luft gestellt, verschwindet nach und nach, im Sommer schneller, im Winter langsamer: es wird durch die Wärme der Luft luftförmig, es verdunstet. Hierbei geschieht dasselbe, wie bei der Verdampfung, nur allmälig und ohne sichtbare Bewegung des Wassers, weil dieses nur an der Oberfläche, nicht aber zugleich, wie beim Kochen, im Innern luftförmig wird. Der Dampf oder Dunst steigt in unsichtbarer Gestalt in die Luft.

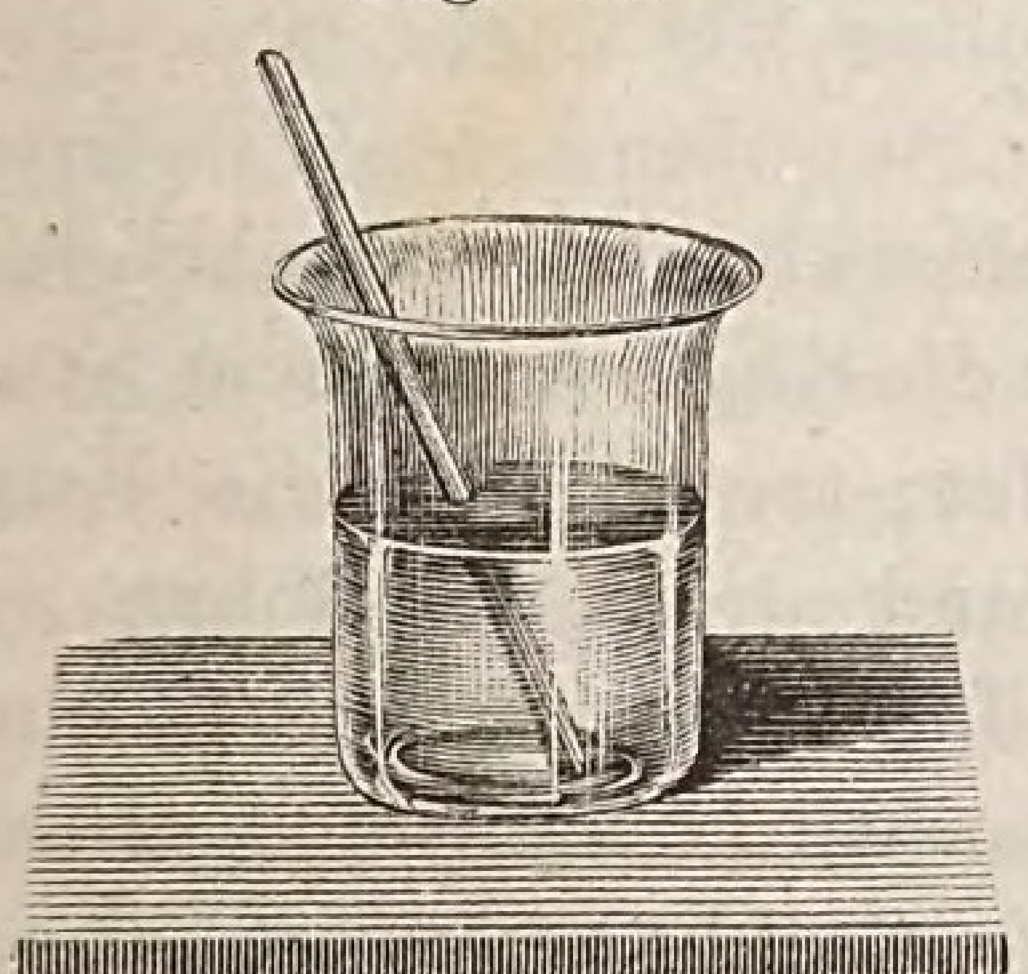
Wassergehalt der Luft. Warme Luft kann zwar mehr Wasserdunst aufnehmen als kalte, immerhin aber nur für jeden Temperaturgrad eine festbestimmte Menge: eine grössere, wenn sie wärmer ist, eine geringere, wenn sie kälter ist. So können 100 Maass Luft bei 0^0 C. aufnehmen: $^2/_3$ Maass Wasserdunst, bei 10^0 C. $1^1/_4$ Maass, bei 20^0 C. $2^1/_8$ Maass u. s. w. Hat die Luft die Quantität Wasserdunst, die sie bei ihrer Temperatur zu fassen vermag, noch nicht aufgenommen, fänden sich z. B. in 100 Maass Luft von 20^0 nur erst 1 oder $1^1/_2$ Maass davon, so nimmt sie begierig noch mehr auf, und nasse Gegenstände werden darin

durch rasche Verdunstung schnell trocken; wir nennen sie dann trockne Luft. Enthält sie dagegen schon so viel Wasserdunst, als sie bei der Wärme, die sie gerade besitzt, festzuhalten oder, wie man gewöhnlich sagt, aufzulösen im Stande ist, so heisst sie feucht oder mit Dünsten gesättigt, weil feuchte Sachen in ihr nur langsam oder gar nicht trocknen. Kommen zu dieser mit Feuchtigkeit gesättigten Luft noch mehr Dämpfe, oder wird sie abgekühlt, so sondert sich der Ueberschuss in Gestalt von sichtbaren Dunstbläschen aus, die man Nebel nennt, wenn sie auf dem Erdboden aufliegen, Wolken dagegen, wenn sie in höheren Luftregionen schwimmen. Zu Erscheinungen dieser Art gehören ferner: der weisse Rauch, den wir im Winter aus den Schornsteinen aufsteigen sehen, das Sichtbarwerden unsers Athems, wenn wir ihn in kalte Luft aushauchen, das Rauchen der Flüsse zur Winterszeit und nach einem Gewitter etc.

38. Thaupunkt. Erfolgt das Erkalten der Luft durch einen kalten, festen Körper, so setzen sich die verdichteten Dünste an demselben als kleine Wasserbläschen ab, wie wir es an dem Beschlagen eines kalten Glases sehen, das wir in eine warme Stube bringen, oder an dem Anlaufen unserer Fensterscheiben an der inneren Seite, wenn sie durch die kalte äussere Luft abgekühlt werden. Die Temperatur, bei welcher dies geschieht, bezeichnet man mit dem Namen: Thaupunkt; derselbe zeigt uns an, dass bei dieser Temperatur die Luft vollkommen mit Wasserdunst gesättigt sein würde.

Versuch. Um den Thaupunkt zu finden, fülle man ein Trinkglas mit überschlagenem (nicht zu kaltem) Wasser $1/4$ voll, tauche ein Thermometer in dasselbe und setze nun nach und nach in kleinen Zwischenräumen so lange recht kaltes Wasser oder besser Eis hinzu, bis das Glas an der Aussenseite zu beschlagen anfängt. So wie dies geschieht, sieht man nach, wie weit das Quecksilber im Thermometer gesunken ist; der Grad, bei dem es steht, ist als der Thaupunkt der Luft zu betrachten. Muss sehr viel kaltes Wasser

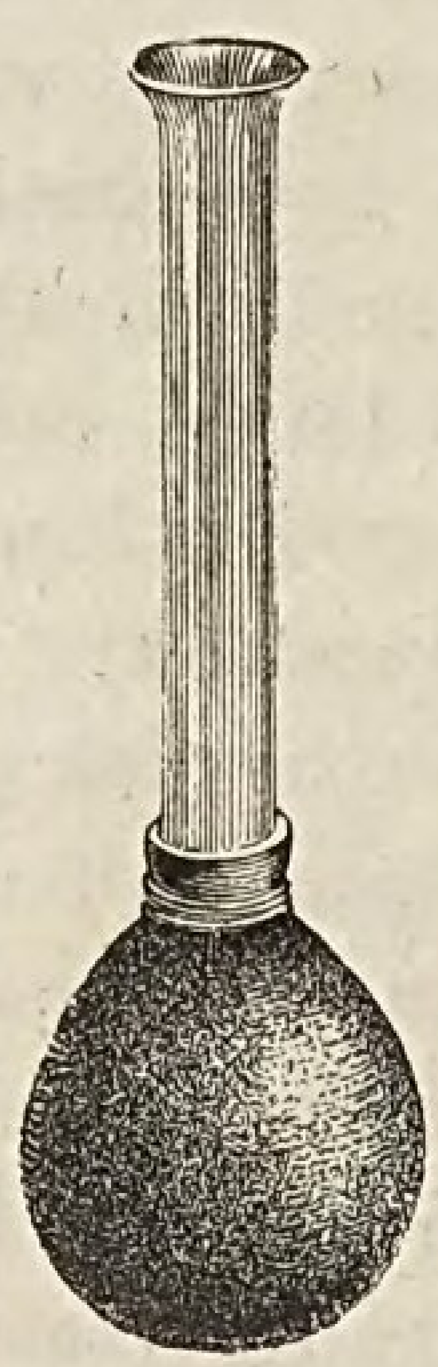
Fig. 19.



zugesetzt werden, ehe das Glas beschlägt, liegt also der Thaupunkt viel tiefer als die Temperatur der Luft, so können wir auf gutes Wetter schliessen; liegen dagegen Thaupunkt und Lufttemperatur nicht weit auseinander, so ist baldiger Regen zu erwarten, weil die Luft in diesem Falle nur noch wenig Wasserdunst zu erhalten oder nur wenig abgekühlt zu werden braucht, um ganz mit Feuchtigkeit gesättigt zu sein. Instrumente, durch welche man die Menge des Wasserdampfes in der Luft bestimmt, heissen Hygrometer (Feuchtigkeitsmesser). Manchen Körpern wohnt eine besondere Fähigkeit inne, die Wasserdünste aus der Luft anzuziehen und dadurch feucht zu werden; solche Körper, z. B. Darmsaiten, Pottasche, Schwefelsäure, frischer Gerstenzucker etc., nennt man hygroskopische.

39. Beschleunigung der Verdunstung. Die Verdunstung kann, ausser durch Wärme, auch durch Luftzug beschleunigt werden, weil hierdurch die über der Flüssigkeit befindliche feuchte und mit Dampf gesättigte Luft weggetrieben und durch trocknere, gleichsam durstigere, ersetzt wird, die den sich bildenden Dampf schneller und in grösserer Menge aufnehmen kann als jene. Daher trocknet der Erdboden nach einem Regen so schnell, wenn windiges Wetter eintritt; daher ist es nothwendig, in den Darren, Trockenstuben und Trockenschränken dafür zu sorgen, dass die Luft, wenn sie sich mit Feuchtigkeit gesättigt hat, abziehen und trocknere an ihre Stelle hinzutreten kann.

Fig. 20.



40. Verdunstungskälte. Dass auch bei der langsamen Verdunstung Wärme verschwindet, gerade wie dies bei der raschen Verdampfung (36) geschah, lässt sich sehr deutlich durch folgenden Versuch zeigen.

Versuch. Man fülle eine kleine Kugelröhre halb voll Wasser und umwickle die Kugel mit einem Stück Watte, das man festbindet; taucht man die Kugel dann in kaltes Wasser und dreht die Röhre zwischen beiden Händen in der Weise, wie man einen Quirl zu drehen pflegt, so wird man nach einiger Zeit schon durchs blosse Gefühl, genauer durchs Thermometer, finden, dass das Wasser in der Ku-

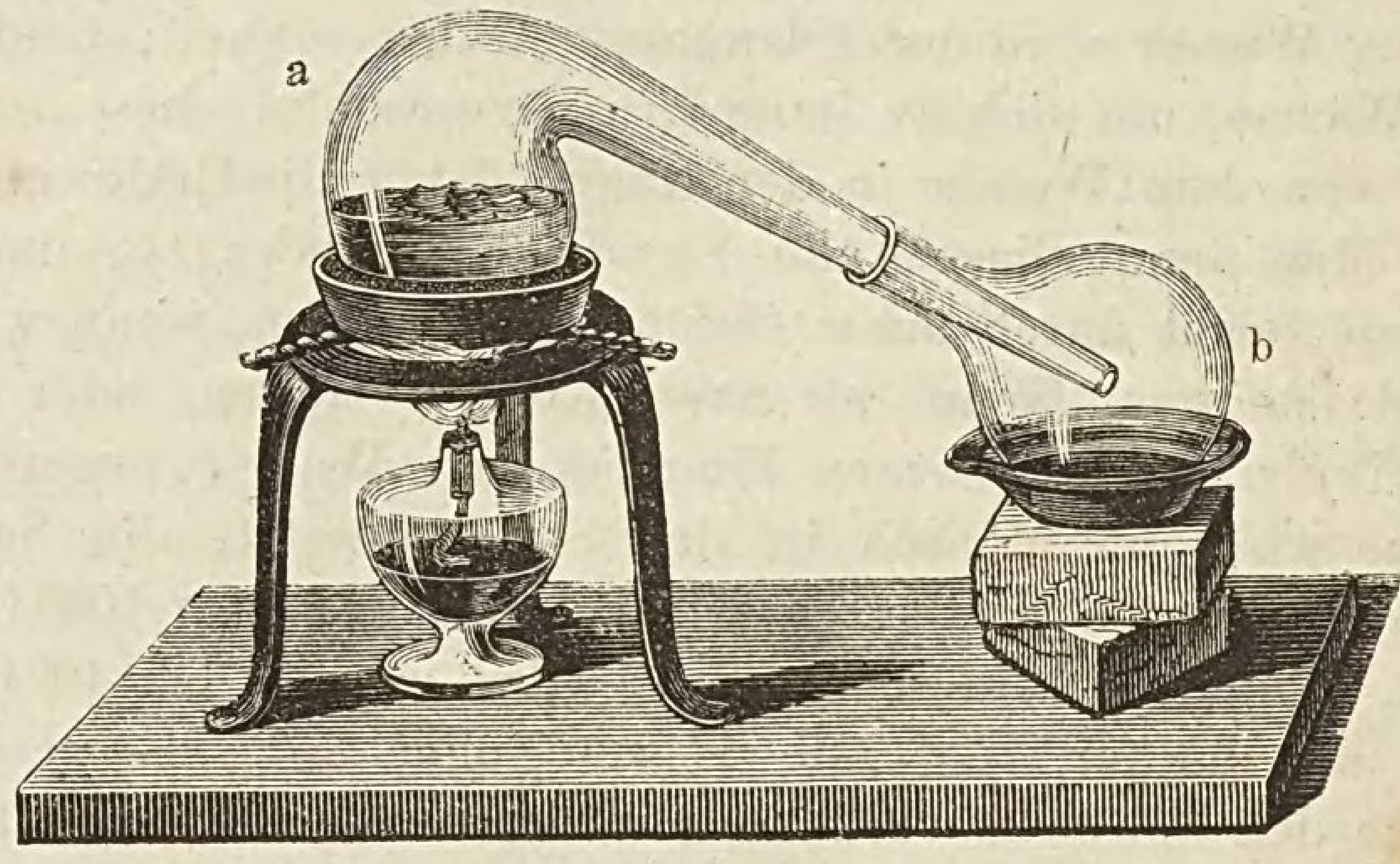
gel sehr viel kälter geworden ist. Befeuchtet man die Kugel mit Aether, einer sehr flüchtigen, d. h. sehr leicht verdunstenden Flüssigkeit, und bewegt sie wieder nach der angegebenen Art, so kann man, selbst im Sommer, ihren Inhalt leicht in Eis verwandeln. Wasser verdunstet langsam, Aether schnell; beide bedürfen Wärme, um sich in Dampf zu verwandeln; diese entnehmen sie von dem Wasser in der Kugel, daher die Erkaltung desselben. Man nennt diese Kälte Verdunstungskälte, und wir können sie leicht durch unser Gefühl wahrnehmen, wenn wir aus dem Bade steigen, wenn wir nasse Kleider tragen, oder wenn wir die Dielen eines warmen Zimmers mit Wasser besprengen. Durch sie wird der Mensch in den Stand gesetzt, die Sonnengluth des heissesten Klimas, ja selbst eine Hitze von 100° C. auszuhalten, ohne dass sein Blut heisser wird als 38° bis 40° C.; er schwitzt nur stärker, und alle Wärme über 40° C. wird latent, indem sie den Schweiss verdunstet. Blasen wir auf heisse Suppe, so ist es gleichfalls die vermehrte Verdunstung, welche dieselbe schneller abkühlt; blasen wir dagegen im Winter in die kalten Hände, so bethauen diese und werden erwärmt, weil die in dem Wasserdunste des Athems enthaltene latente Wärme frei werden muss, so wie der Dunst sich zu flüssigem Wasser verdichtet.

41. Destillation des Wassers. Erfolgt die Verdichtung des Wasserdampfes in einem verschlossenen Raume, so können wir das gebildete Wasser sammeln.

Versuch. Eine kleine Glasretorte (eine Glaskugel mit umgebogenem Halse) wird zur Hälfte mit Wasser angefüllt und erhitzt: die sich bildenden Dämpfe gehen durch den Hals der Retorte in eine gläserne Vorlage mit geradem Halse (Kolben), welche in einer mit kaltem Wasser gefüllten Schüssel liegt, und werden darin verdichtet. Die Vorlage wird zu besserer Abkühlung mit grobem Löschpapier belegt, welches man häufig mit kaltem Wasser befeuchtet. Man nennt diese Operation eine Destillation (von *destillare*, herabtröpfeln), und das gewonnene reinere Wasser „destillirtes“. Reiner als Brunnenwasser ist es aus dem Grunde, weil die fast in jedem Brunnenwasser enthaltenen, nicht flüchtigen, erdigen und salzigen Theile nicht mit verdampft werden, sondern in der Retorte zurückbleiben. In der Natur findet ein ähnlicher Destillationsprocess mit dem Was-

ser im Grossen statt, indem dieses durch die Wärme verdunstet und durch Abkühlung als Regen, Schnee oder Thau wieder ver-

Fig. 21.



dichtet wird. *Regenwasser* ist daher, mit Ausnahme der ersten Portionen, welche Staub, Ammoniak, Kohlensäure etc. enthalten, dem destillirten Wasser gleich zu achten. Durch die Destillation lassen sich auch leichtflüchtige Körper von schwerflüchtigen trennen, wie z. B. bei der Destillation von Branntwein der leichter flüchtige Weingeist von dem zurückbleibenden, weniger flüchtigen Wasser. Zu Destillationen im Grossen wendet man gewöhnlich kupferne Blasen an, und zum Abkühlen Kühlfässer mit schlangenförmig hin und her gewundenen Röhren, in welchen letzteren die Dämpfe einen längeren Weg zurückzulegen haben und demnach vollständiger verdichtet werden, als wenn das Rohr gerade durch das Fass hindurchgeht. Das in den Kühlfässern befindliche Wasser erhitzt sich durch die bei der Verdichtung des Wasserdampfes freiwerdende Wärme sehr bald, und es ist daher dafür zu sorgen, dass das heisse Wasser oben abfliessen, unten aber kaltes Wasser dafür hinzutreten kann.

Specifische Wärme der Körper.

42. Um auf einen bestimmten Temperaturgrad zu gelangen, brauchen die verschiedenen Körper bei gleichem Gewicht *sehr verschiedene* Wärmemengen, am wenigsten die Metalle,

mehr Steine und Erden, noch mehr das Eis, am meisten das flüssige Wasser. Man kann diese Verschiedenheit leicht wahrnehmen, wenn man Körper von verschiedener Temperatur mit einander mischt und die entstehenden Mitteltemperaturen beobachtet.

Versuch. Man gebe in drei Kochfläschchen gleiche Gewichte von Wasser von 10° C., dann schütte man in das eine dasselbe Gewicht von Wasser à 60° C., in das andere dasselbe Gewicht von Terpentinöl à 60° C., in das dritte dasselbe Gewicht von Eisenfeile à 60° C., schüttle den Inhalt tüchtig durcheinander und lese nun von einem eingetauchten Thermometer die Temperatur desselben ab. Man wird etwa finden: Gleiche Gewichte

1.	2.	3.
von Wasser à 60°,	von Terpentinöl à 60°,	von Eisen à 60°,
„ Wasser à 10°,	„ Wasser . . à 10°,	„ Wasser à 10°,
zeigen . . . 35°	zeigen 24°	zeigen . . . 15°.

Das warme Wasser hat 25° abgegeben und dadurch die Temperatur des kalten Wassers um 25° erhöht.

Das warme Terpentinöl hat 36° abgegeben, dadurch aber die Temperatur des kalten Wassers nur um 14° erhöht.

Die warme Eisenfeile hat 45° abgegeben, dadurch aber die Temperatur des kalten Wassers nur um 5° erhöht.

Das Wasser besitzt hiernach eine weit grössere Fassungskraft für Wärme oder Wärmecapacität als Terpentinöl und Eisen, es schliesst bei gleicher Temperatur etwa $2\frac{1}{2}$mal soviel Wärme in sich als das Terpentinöl ($^{14}/_{36}$) und 9mal so viel Wärme als das Eisenmetall ($^{5}/_{45}$). Die Wärmemenge, die ein Körper aufnimmt, wenn ein Gewichtstheil um 1° C. wärmer wird, heisst die specifische Wärme; sie wird in Zahlen angegeben, welche sich auf die specifische Wärme des Wassers als Einheit beziehen, wie folgende Beispiele zeigen.

Specifische Wärme zwischen 0° und 100° C. (abgerundet).

Wasser	1,00	Schwefel, Glas, Thon .	0,20
Alkohol	0,64	Eisen	0,11
Aether, Baumöl, Eis .	0,50	Zink, Kupfer	0,09
Terpentinöl	0,42	Silber, Zinn	0,05.

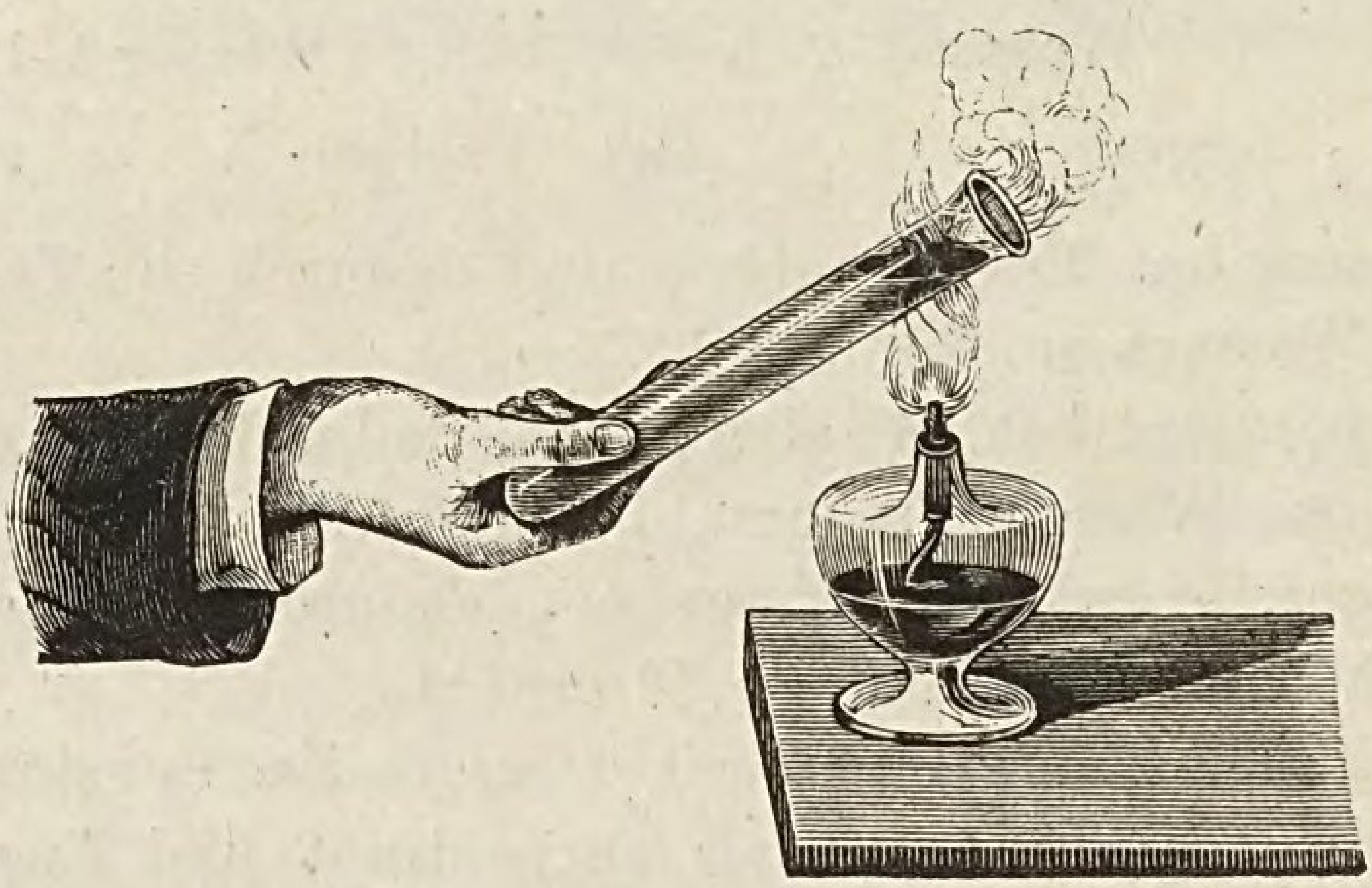
Aus der grossen specifischen Wärme des Wassers erklärt sich unter Anderem das im Vergleich zum Binnenlande weit gleichmässigere und mildere Klima der Küstengegenden und Inseln. Das Meer häuft im Sommer einen grossen Wärmevorrath in sich an, den es im Winter allmälig wieder an die Luft abgiebt.

Bei den chemischen Verbindungsgesetzen werden noch besondere chemische Beziehungen der specifischen Wärme zur Erwähnung gelangen.

Verbreitung der Wärme.

43. Wärmeleitung. *Versuch.* Ein Probirgläschen wird ziemlich voll Wasser gefüllt und so über eine Spirituslampe gehalten, dass die Flamme die oberen Schichten des Wassers erhitzt: das Wasser wird oben kochen, unten aber ganz kalt bleiben. Behandelte man Quecksilber auf gleiche Weise, so würden auch die untersten Schichten desselben nach und nach erwärmt werden. Man sieht: die Quecksilbertheilchen theilen einander die Wärme mit, die Wassertheilchen nicht. Körper, in denen sich, wie im Quecksilber, die Wärme schnell ausbreitet, heissen gute Wärmeleiter; Körper aber, die sich dem Wasser ähnlich verhalten, schlechte Wärmeleiter. Zu den ersteren gehören vorzugsweise die metallischen Körper, zu den letzteren: Stein, Glas, Holz, Schnee, Wasser und ganz besonders die weichen Körper, als: Tuch, Pelz, Leinwand, Stroh, Papier, Asche u. s. w.

Fig. 22.



Die guten Wärmeleiter werden schnell warm und schnell wieder kalt, wie wir an den eisernen Oefen leicht bemerken können. Ein Stück Eisen fühlt sich in der Sonne heisser, im Schat-

ten kälter an als ein Stück Holz von gleicher Temperatur; diese Täuschung des Gefühls erklärt sich dadurch, dass das wärmere Eisen der Hand schneller Wärme zuführt, das kältere derselben hingegen schneller Wärme entzieht, als es das schlechter leitende Holz vermag.

Die schlechten Wärmeleiter werden nur langsam erwärmt, erkalten aber auch langsamer; aus diesem Grunde halten aus Ziegelsteinen erbaute Oefen, sogenannte russische, und die aus Thon bereiteten Kachelöfen länger warm als eiserne. Wir benutzen schlechte Wärmeleiter sehr häufig, um in dem einen Falle ein schnelles Heisswerden, in dem anderen ein schnelles Kaltwerden der Körper zu verhindern. Glas- und Porzellangefässe werden mit Sand oder Asche umgeben (Sandbad) und dann erst erhitzt, um sie allmälig zu erwärmen und dadurch das Zerspringen derselben seltener zu machen (Fig. 18 und 21). Erfolgt die Erwärmung durch Eingiessen einer heissen Flüssigkeit, so muss man erst nur eine kleine Quantität davon hineinbringen und diese einige Zeit darin herumschwenken, ehe man mehr zusetzt. Beim Entfernen vom Feuer gilt es als eine wichtige Vorsichtsmaassregel, die heissen Gefässe nie auf Metall oder Stein, sondern immer auf schlechte Leiter, als: Stroh (Strohkränze), Holz, Papier, Tuch u. s. w. zu stellen; im entgegengesetzten Falle entstehen durch plötzliche Abkühlung und Zusammenziehung leicht Risse, ja diese können oft schon durch einen kalten Luftzug hervorgebracht werden. Um sich beim Anfassen heisser metallener Geräthschaften, z. B. der Ofenthüren, Plattglocken, vor Verbrennung zu schützen, versieht man diese mit Holzgriffen. Will man Kochfläschchen oder Probirgläschen, während Flüssigkeiten darin kochen, in der Hand halten, so umwickle man sie an der Stelle, wo sie angefasst werden, mehrfach mit Papier oder Bindfaden, damit sich ein schlechter Leiter zwischen dem heissen Glase und den Fingern befinde. Wie wir im Stande sind, das Eindringen der Kälte in die Körper, oder richtiger das Entweichen der Wärme aus denselben, dadurch zu verhindern, dass wir sie mit schlechten Wärmeleitern umgeben: das sehen wir an unseren Kleidungsstücken, an Brunnen und Bäumen etc., wenn wir sie mit Stroh umwickeln, an den Saaten auf unseren Feldern, wenn diese mit Schnee bedeckt sind, und an unzähligen anderen Erscheinungen

im gewöhnlichen Leben. Man nennt die schlechten Wärmeleiter aus diesem Grunde auch gute Wärmehalter.

44. Wärmestrahlung. Durch Leitung können Körper einander nur dann Wärme mittheilen oder entziehen, wenn sie sich berühren. Wir fühlen aber auch Wärme, wenn wir mehre Schritte von einem Feuer oder einem heissen Ofen entfernt bleiben, und bemerken, dass die Sonne die Erde erwärmt, obgleich zwischen beiden ein Raum von Millionen Meilen liegt. Diese Art der Erwärmung nennt man Wärmestrahlung.

Erwärmung durch Strahlung. *Versuch.* Man umwickle drei mit kaltem Wasser gefüllte Trinkgläser mit Papier, und zwar das eine mit Silber-, das andere mit weissem, das dritte mit nicht glänzendem, schwarzem Papier, und stelle die Gläser in die Sonne: ein eingetauchtes Thermometer wird zeigen, dass das schwarze Glas am stärksten, das silberglänzende am wenigsten erwärmt wird, obgleich alle Gefässe gleichviel Sonnenstrahlen bekommen. Diese Verschiedenheit erklärt sich dadurch, dass die Sonnenstrahlen von hellfarbigen und glänzenden Körpern zum grössten Theile abprallen (sie werden zurückgeworfen oder reflectirt), während sie von Körpern, die eine dunkle Farbe haben und nicht glänzen, zum grössten Theile verschluckt (absorbirt) werden. Im letzteren Falle werden mit dem Licht zugleich die meisten Wärmestrahlen der Sonne absorbirt und diese bewirken die grössere Erhöhung der Temperatur. Hieraus erklärt sich: warum schwarze Kleider uns wärmer halten als weisse; warum der Schnee schneller wegschmilzt, wenn man Russ oder dunkle Erde auf ihn streut; warum Weintrauben, Obst etc. an dunkeln Wänden schneller reifen als an Wänden von heller Farbe u. a. m.

Erkaltung durch Strahlung. *Versuch.* Man giesse heisses Wasser in die mit Papier umwickelten Gläser und beobachte die Abkühlung desselben durch das Thermometer; es findet jetzt eine entgegengesetzte Temperaturveränderung statt, das geschwärzte Glas wird am schnellsten, das in Silberpapier eingewickelte am langsamsten kalt, weil Körper mit matter Oberfläche die Wärme schneller ausstrahlen als Körper mit glänzender Oberfläche. Aus diesem Grunde bleibt Kaffee in einer

blanken Kanne länger heiss als in einer berussten, ein Ofen von glasirten glänzenden Kacheln länger heiss als ein anderer mit unglasirten, matten Kacheln, ein polirter eiserner Ofen länger als ein gleicher mit rauher Gussoberfläche etc.

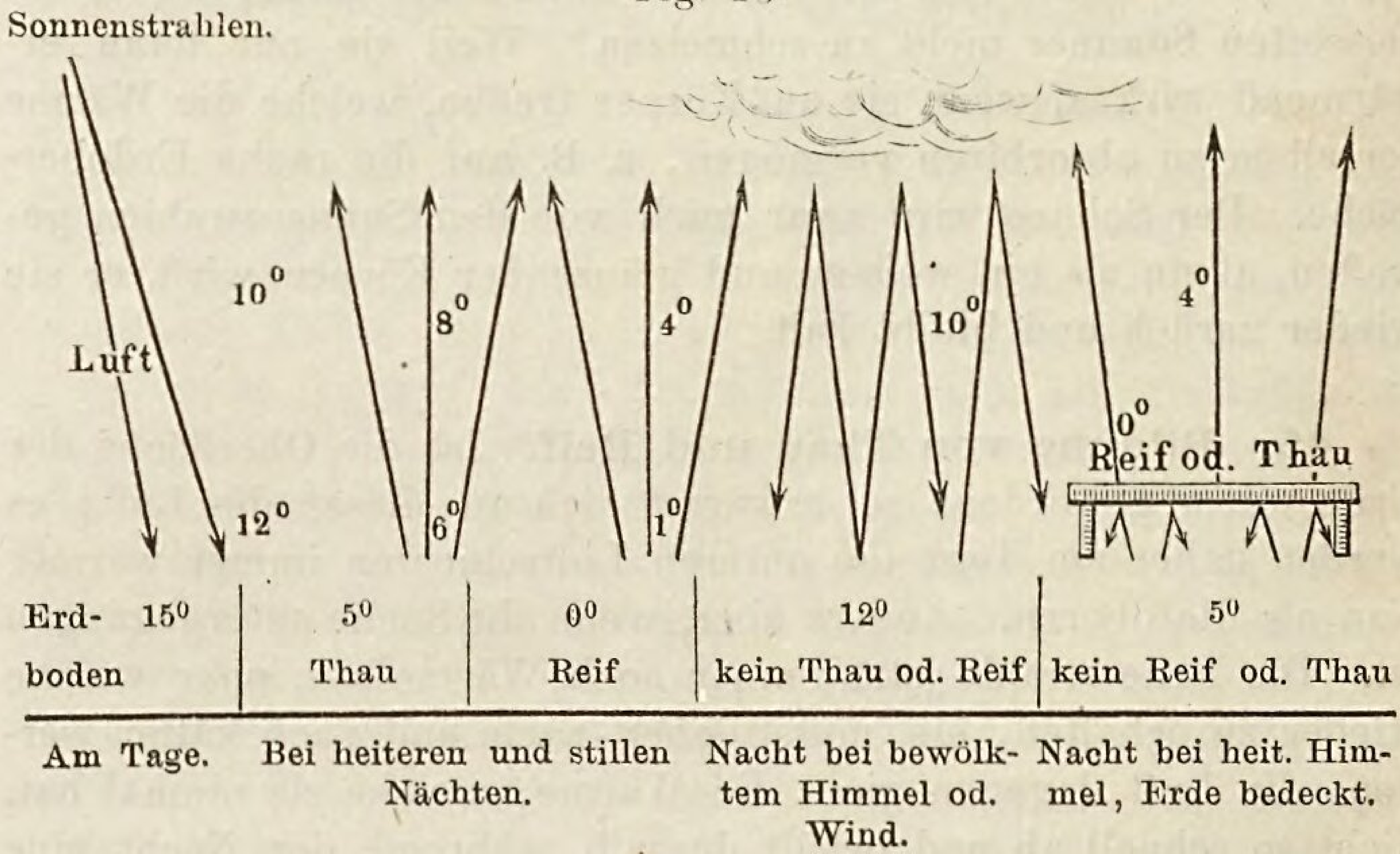
Durch die Wärmestrahlung sind wir im Stande, uns einige allgemein verbreitete Naturerscheinungen zu erklären, die ausserdem sehr räthselhaft erscheinen müssten. Warum vermögen die Sonnenstrahlen den Schnee auf hohen Bergen, die doch der Sonne näher liegen als die ebenen Theile der Erde, selbst im heissesten Sommer nicht zu schmelzen? Weil sie nur dann erwärmend wirken, wenn sie auf Körper treffen, welche die Wärme derselben zu absorbiren vermögen, z. B. auf die rauhe Erdoberfläche. Der Schnee wird zwar auch von den Sonnenstrahlen getroffen, allein als ein weisser und glänzender Körper wirft er sie wieder zurück und bleibt kalt.

45. Bildung von Thau und Reif. Ist die Oberfläche der Erde warm geworden, so erwärmt sich an dieser die Luft; es werden daher am Tage die unteren Luftschichten immer wärmer sein als die oberen. Anders aber, wenn die Sonne untergegangen ist. Die Erde strahlt jetzt immer noch Wärme aus, ohne welche wieder zu erhalten, sie muss daher nach und nach kälter werden; die Luft dagegen giebt die Wärme, welche sie einmal hat, nicht so schnell ab und behält deshalb während der Nacht eine höhere Temperatur als der Erdboden; sie wird vorzugsweise nur da abgekühlt, wo sie auf der kälteren Erde ruht. Geht diese Abkühlung bis unter den Thaupunkt der Luft (38.), so setzen sich die verdichteten Dünste an dem Erdboden oder an den darauf wachsenden Pflanzen als kleine Tröpfchen ab, gerade wie sich Wassertröpfchen aus einer warmen Stubenluft an einem kalten, in dieselbe gebrachten Trinkglase niederschlagen: es entsteht Thau. Sinkt die Temperatur der Erdoberfläche in einer Nacht bis zum Eispunkte oder unter denselben, so werden die Wasserdünste in fester Gestalt niedergeschlagen und heissen dann Reif.

Die Wärmeausstrahlung der Erde ist am stärksten, wenn der Himmel heiter und die Luft ruhig ist; sie wird dagegen verhindert durch Wolken und Wind, und deshalb thaut es nur bei heiteren und windstillen Nächten reichlich. Die Wolken wirken hierbei wie ein Schirm, durch den man sich vor der Hitze

eines Ofens schützt, sie werfen nämlich die bis zu ihnen emporgedrungenen Wärmestrahlen wieder auf die Erde zurück, so dass die letztere sich nur wenig abkühlen kann. Dasselbe thun auch die Bastmatten, Strohdecken und Bretter, welche die Gärtner über junge Pflanzen decken, um sie bei Spätfrösten im Frühjahre vor dem Erfrieren zu schützen. Die beistehenden Figuren, auf welchen die Richtung der Wärmestrahlen durch Pfeile angegeben ist, mögen diese Vorgänge anschaulicher machen.

Fig. 23.



Auflösen und Krystallisiren.

46. Wasser als Lösungsmittel. Das Wasser vermag sehr viele feste Körper flüssig zu machen und sich innig mit denselben zu verbinden, ohne dass es seine Duchsichtigkeit verliert; man nennt solche Verbindungen Auflösungen. Trifft das Regenwasser in dem Erdboden oder in den Gebirgsarten, durch welche es hindurchsickert, lösliche Substanzen an, so löst es diese auf, und es erklärt sich hieraus, warum fast alles Quellwasser beim Verdunsten einen erdigen oder salzigen Rückstand hinterlässt. Häufig wird dieser Rückstand, besonders dann, wenn er Kalktheile enthält, während des Abdampfens so verändert, dass er sich nicht wieder im Wasser auflöst und eine steinartige Kruste um die Wände der Kochgefässe bildet (Pfannen- oder Kesselstein).

Der Karlsbader Sprudel setzt so viel Pfannenstein ab, dass in denselben gelegte Gegenstände in kurzer Zeit äusserlich versteinert oder incrustirt erscheinen. Ist ein Wasser sehr reich an aufgelösten Stoffen, besonders an solchen, welche eine Heilkraft besitzen, z. B. an Eisen, Schwefel, Salzen etc., so erhält es den Namen Mineralwasser oder Gesundbrunnen. Das Meerwasser enthält gegen 3 Procent aufgelöste Substanzen.

47. Schwerlösliche Körper. *Versuch.* Man übergiesse einen Theelöffel voll gelöschten Kalkes (33.) in einer Flasche mit 1/4 Liter Wasser, verstopfe das Glas und lasse es, nachdem man es einige Minuten durchschüttelt hat, so lange ruhig stehen, bis das Wasser wieder vollkommen klar geworden ist. Durch vorsichtiges Neigen des Glases lässt sich der grösste Theil der Flüssigkeit abgiessen, ohne dass der Bodensatz mit ausfliesst. Man nennt diese Operation Decantiren, die klare Flüssigkeit Kalkwasser. Der Kalk ist sehr schwer löslich in Wasser; 1 Grm. davon braucht beinahe 800 Grm. Wasser, um aufgelöst zu werden, der Ueberschuss desselben bleibt ungelöst und setzt sich, da Kalk schwerer ist als Wasser, zu Boden. Dass sich in der Flüssigkeit etwas aufgelöster Kalk befinde, zeigt schon der eigenthümliche Geschmack derselben. Dieser Geschmack heisst alkalisch oder laugenhaft.

Einen Theil des Kalkwassers bewahre man in einem wohlverstopften Gefässe zu weiterem Gebrauche auf: das Wasser wird durchsichtig und klar bleiben; den anderen Theil stelle man in einem offenen Trinkglase an die Luft: das Wasser wird bald trübe werden und sich mit einem Häutchen überziehen, welches nach und nach stärker wird und zu Boden fällt. Ist das Wasser nach einigen Tagen wieder klar geworden, so schmeckt es nicht mehr alkalisch; der vorher darin aufgelöste Kalk ist an der Luft chemisch verändert und dabei unlöslich geworden, er findet sich in pulverförmiger Gestalt am Boden des Gefässes.

48. Lösen von Lackmus. *Versuch.* 10 Grm. käuflicher Lackmus wird in einem Fläschchen mit 60 Grm. Wasser übergossen und so lange an einen warmen Ort gestellt, bis die Flüssigkeit eine dunkelblaue Farbe angenommen hat. Lackmus besteht aus einem blauen Farbstoff, der in Wasser löslich ist und daher von diesem ausgezogen wird; ausserdem enthält der Lackmus aber auch erdige Theile, welche unlöslich sind und als Schlamm

zurückbleiben. Man könnte diese beiden Stoffe zwar auch, wie bei dem vorigen Versuche, durch Absetzen und Abgiessen von einander trennen, dies lässt sich aber auch, und zwar schneller, durch Filtriren bewirken. Zu dem Ende schneidet man sich aus einem Bogen Fliess- oder Löschpapier ein kreisförmiges Stück aus, bricht dieses doppelt zusammen und stellt den so erhaltenen Papiertrichter (Filtrum) in einen Glastrichter. Zwischen das Papier und Glas kommen einige dünne Holz- oder Glasstäbe, damit das erstere sich nicht zu fest an die Glaswände anlege; eben so hat man dafür zu sorgen, dass zwischen der Trichterröhre und dem Halse der Glasflasche, in welche die filtrirte Flüssigkeit läuft, eine Oeffnung bleibe zum Entweichen der Luft aus der Flasche, weil ausserdem die Flüssigkeit nicht aus dem Trichter ablaufen kann. Dies erreicht man am einfachsten durch ein Stückchen von dünnem Bindfaden, welches man in den Hals der Flasche einklemmt. Das Filtrum, welches nie höher sein darf als der Trichter, wird zuvor mit Wasser angefeuchtet, ehe man die Flüssigkeit aufgiesst. Das Fliesspapier besteht aus feinen, zusammengefilzten Leinwand- oder Baumwollenfasern, zwischen denen sich kleine Zwischenräume oder Poren befinden, durch welche wohl Flüssigkeiten, nicht aber pulverige, feste Theile dringen können; die letzteren bleiben daher auf dem Filtrum zurück. Bei dem Schreibpapier sind diese Poren durch Leim, Harzseife oder Stärkekleister zugeklebt, es kann aus diesem Grunde nicht zum Filtriren angewendet werden.

Fig. 24.

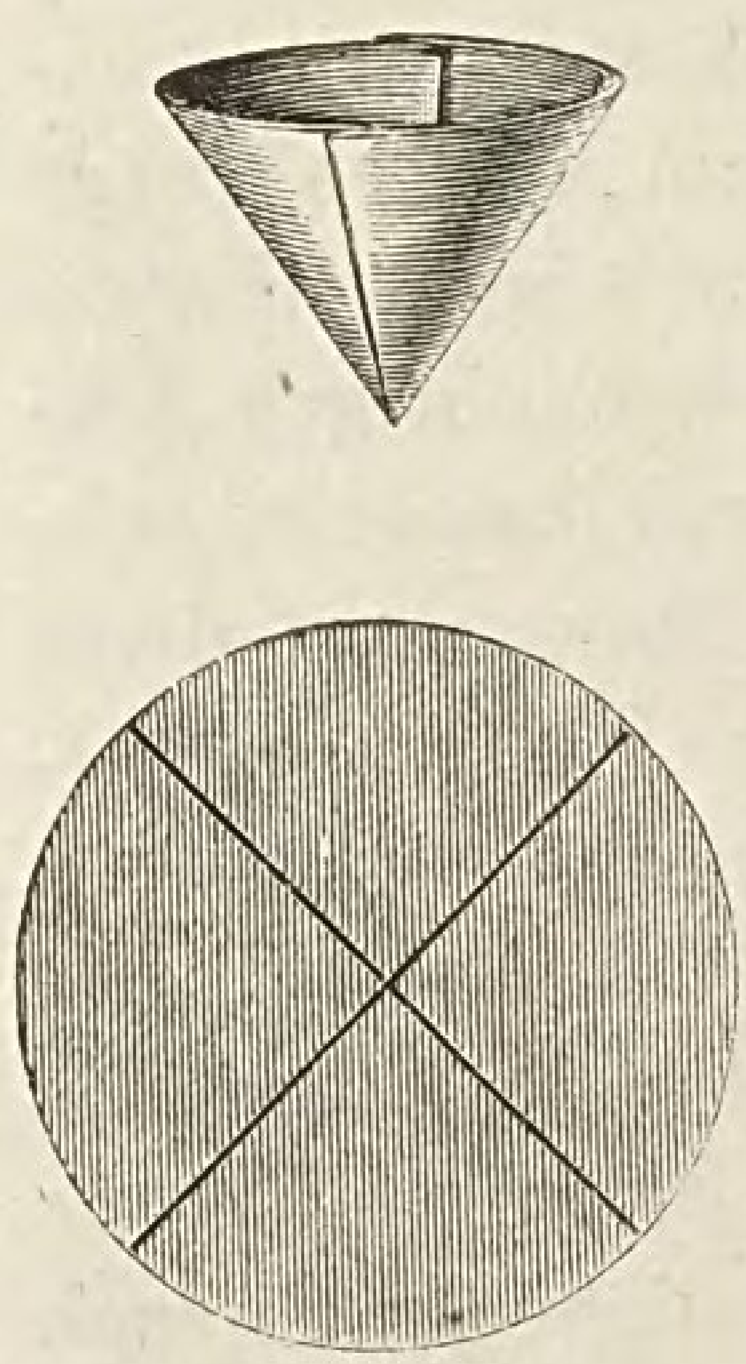
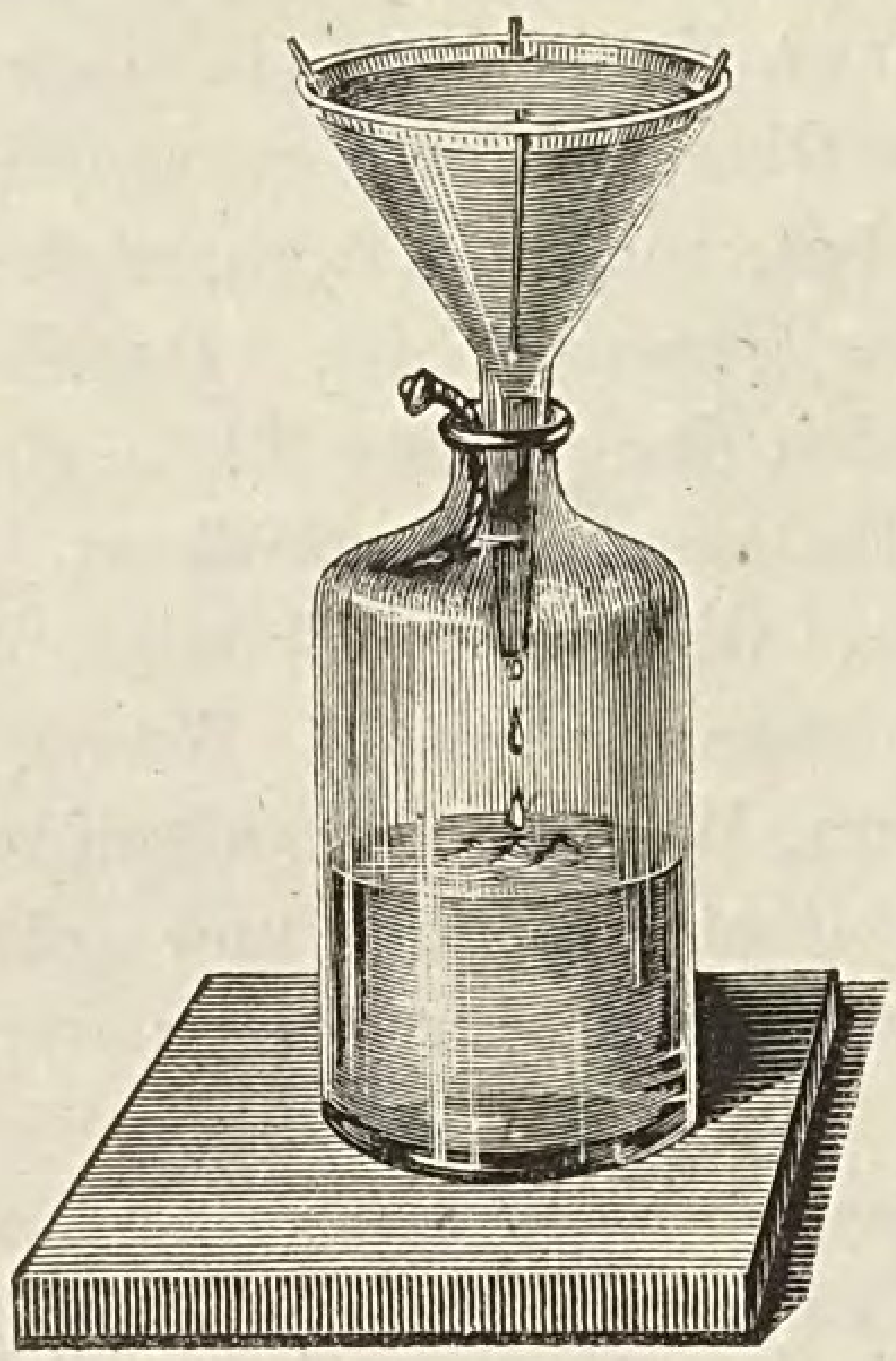


Fig. 25.



49. Probirpapiere. *Versuch.* Von der erhaltenen Lackmusauflösung (Tinctur) giesse man einen Theil in eine Tasse und ziehe Streifen von feinem Fliesspapier oder auch von Briefpapier ein oder einige Male hindurch, bis dieselben eine deutlich blaue Farbe angenommen haben. Die getrockneten Streifen werden unter dem Namen blaues Lackmus- oder Probirpapier in einer Schachtel aufbewahrt; sie werden durch Essig, Citronensaft und alle sauren Flüssigkeiten roth, und man erkennt dadurch, ob eine Flüssigkeit sauer sei (sauer reagire) oder nicht.

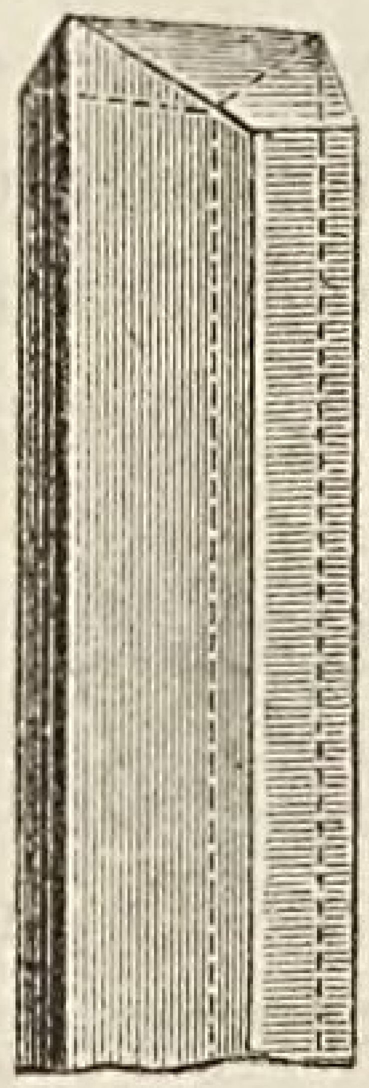
Versuch. Ein anderer Theil der Lackmustinctur wird vorsichtig mit soviel Citronensaft versetzt, dass die blaue Farbe deutlich roth erscheint, und dann gleichfalls zum Färben von Papier verwendet. Das rothe Probirpapier dient zur Erkennung der den Säuren entgegengesetzten alkalischen oder basischen Körper, welche dasselbe wieder blau machen, wie man leicht sehen kann, wenn man es in Kalkwasser oder angefeuchtete Asche hält.

50. Leichtlösliche Körper. *Versuch.* Zu 40 Grm. kaltem Wasser setze man nach und nach unter stetem Umrühren so lange gestossenen Salpeter, als derselbe noch darin zergeht: man wird ungefähr 10 Grm. brauchen; was darüber hinzugesetzt wird, bleibt ungelöst am Boden liegen. Man nennt diese Auflösung eine kalt gesättigte. Erhitzt man dieselbe bis zum Kochen und fügt von Neuem Salpeter hinzu, so wird man noch nahezu 80 Grm. hinzusetzen können, ehe die Flüssigkeit wieder gesättigt ist. Ein in diese kochend gesättigte Lösung gehaltenes Thermometer wird ungefähr bis auf 110° steigen, während es in kochendem Wasser nur eine Höhe von 100° erreicht; alle Salzlösungen kochen schwerer als Wasser und gefrieren auch schwerer. Wie der Salpeter, so verhalten sich alle im Wasser löslichen Körper: sie werden nämlich von letzterem nur in einer bestimmten Menge aufgenommen; bei den meisten gilt es als Regel, dass heisses Wasser mehr von ihnen auflösen kann als kaltes.

51. Krystallisiren durch Abkühlung. *Versuch.* Giesst man die bei dem vorigen Versuche gewonnene Lösung heiss in ein vorher angewärmtes Porzellanschälchen und lässt sie ruhig stehen, bis sie ganz erkaltet ist, so scheiden sich die zuletzt zugesetzten 80 Grm. Salpeter wieder in fester Gestalt aus, aber nicht

als Pulver, sondern als regelmässig gebildete Säulen. Diese Säulen sind sechsseitig und haben oben eine zweiflächige, einem Dache ähnliche Zuspitzung; wir nennen sie Salpeterkrystalle. An jedem Krystalle unterscheidet man äusserlich: Flächen, Kanten und Ecken, gleichsam als ob derselbe aus einzelnen, dreieckigen, vier- oder mehreckigen Stücken zusammengesetzt oder künstlich geschliffen wäre; ja diese Regelmässigkeit findet sich auch im Innern desselben, wie man zuweilen bemerken kann, wenn man einen durchsichtigen Krystall gegen das Licht hält und langsam umdreht, oder wenn man ihn zerschlägt, wobei die einzelnen kleinen Bruchstücke oft wieder dieselbe regelmässige Gestalt zeigen, welche der ganze Krystall hatte. Wir finden also auch in der leblosen Natur eine geheimnissvolle Gewalt — ähnlich der, welche die Biene nöthigt, sich eine sechseckige Wohnung zu erbauen, oder die Kartoffel, immer eine fünfeckige Blume und fünf Staubfäden zu erzeugen —, durch welche die kleinsten Theilchen der Körper, die man Molecule nennt, gezwungen werden, sich nach einer bestimmten Richtung und Ordnung an einander zu legen und sich auf diese Weise zu einer regelmässigen Form zu gestalten. Dies kann aber nur geschehen, wenn ein Körper flüssig oder luftförmig ist, weil nur in diesem Zustande eine freie Bewegung der Molecule möglich ist. Dies kann ferner nur geschehen, wenn man den letzteren Zeit lässt zu dieser Bewegung; es werden daher die Krystalle immer um so regelmässiger ausfallen, je langsamer sie entstehen. Von den prachtvollen Krystallen, die wir aus der Tiefe der Erde herausgraben, mögen viele wohl Tausende von Jahren zu ihrer Ausbildung gebraucht haben.

Fig. 26.



52. Gestörte Krystallisation. *Versuch.* Die über den beim vorigen Versuche gewonnenen Salpeterkrystallen stehende Flüssigkeit dampfe man bei gelindem Feuer so weit ein, bis sich auf ihrer Oberfläche ein Salzhäutchen zeigt, dann entferne man das Feuer und lasse die Auflösung unter stetem Umrühren mit einem Holzstäbchen erkalten. Man wird auf diese Weise keine ganzen Salpeterkrystalle, sondern Salpeterpulver erhalten.

Die erwähnte Flüssigkeit ist als eine kalt gesättigte Salpeter-

auflösung anzusehen und enthält ungefähr noch 10 Grm. Salpeter aufgelöst. Wird von ihr durch Verdampfen so viel Wasser entfernt, dass die noch übrige Menge des letzteren nur eben noch hinreicht, um den Salpeter in der Hitze aufgelöst zu erhalten, so fangen sich auf der kühleren Oberfläche Krystallchen an auszuscheiden, und zwar in der Gestalt eines dünnen Häutchens (Salzhäutchen), welches also anzeigt, dass die Flüssigkeit wieder heiss gesättigt ist. Würde man die letztere jetzt ruhig erkalten lassen, so erhielte man abermals feste Krystalle (zweiter Anschuss); rührt man aber fortwährend um, so werden dieselhen in dem Augenblicke, wo sie sich bilden, zerbrochen, und das Product ist bei langsamer Bewegung ein grobes, bei schneller Bewegung ein sehr feines Pulver. Man nennt dies eine gestörte Krystallisation. Ein anderes recht deutliches Beispiel dieser Art kommt beim Zucker vor; dieselbe Zuckerlösung, welche bei ruhigem Erkalten den Kandiszucker liefert, giebt durch gestörte Krystallisation den gewöhnlichen Hutzucker.

53. Krystallisiren durch Abdampfung. *Versuch.* Man schütte zu kochendem Wasser so viel Kochsalz, als sich darin auflöst, und lasse die Auflösung erkalten: es bilden sich keine Krystalle, weil das Kochsalz sich ebenso leicht und in ebenso grosser Menge in kaltem Wasser löst als in heissem. Die Hälfte des Salzwassers dampfe man nun über einer Spirituslampe ein; die andere Hälfte aber stelle man an einen warmen Ort: man wird in dem ersten Falle unregelmässige Salzkörner, in letzterem, aber erst nach einigen Tagen, regelmässige kleine Salzwürfel erhalten.

54. Trennung von Körpern durch Krystallisation. *Versuch.* Man löse einen Löffel voll Kochsalz und Salpeter in lauem Wasser auf und stelle die Auflösung an einen warmen Ort, damit das Wasser allmälig verdunste: die beiden Salze, welche in der Auflösung aufs Innigste mit einander vermischt sind, werden beim Krystallisiren sich wieder aufs Vollständigste von einander trennen. Der Salpeter scheidet sich in langen Säulen aus, und enthält keine Spur von Kochsalz; dieses krystallisirt in Würfeln, die ganz frei sind von Salpetertheilchen. Es fand also irgend eine Anziehung zwischen den Salz- und Salpetertheilchen nicht statt, sondern es lagerten sich bei ihrer Abscheidung aus der

Lösung durch das Verdunsten des Wassers nur die gleichartigen Salztheilchen in regelmässiger Form an einander, gerade so als wenn nur eins dieser beiden Salze allein in dem Wasser gelöst gewesen wäre.

55. Chemisch gebundenes Wasser. Krystallwasser. Das Wasser nimmt in unserem Himmelsstriche nur in der kalten Jahreszeit feste Gestalt an, und es ist bekannt genug, dass es im Schnee wie im Eise oft die regelmässigsten Krystalle bildet. Wir finden es aber auch noch in fester Form in sehr vielen Körpern, in denen man es nicht vermuthen sollte; 100 Grm. Eisenrost z. B. enthalten 15 Grm., 100 Grm. gelöschter Kalk 24 Grm. Wasser, und doch erscheinen beide ganz trocken. Dieses Wasser heisst chemisch gebunden; es ist innig vereinigt mit anderen festen Stoffen, zu denen es Verwandtschaft hat. Solche Verbindungen fester Körper mit Wasser werden Hydrate genannt. Auch in Salzen wird es häufig angetroffen, wie man an dem bekannten Glaubersalze auf eine einfache Weise sehen kann.

Versuch. Man lege 20 Grm. krystallisirtes Glaubersalz an einen warmen Ort: es wird bald seine Durchsichtigkeit verlieren und endlich zu einem weissen Pulver zerfallen (verwittern), welches kaum noch 10 Grm. wiegt. Was verloren gegangen, war Wasser, und man bemerkt deutlich, dass dieses Wasser es zugleich war, welches dem Glaubersalze seine Krystallform und seine Durchsichtigkeit ertheilte; es entweicht und die Form verschwindet, und mit dieser zugleich die Durchsichtigkeit. Man nennt aus diesem Grunde das Wasser, welches die Krystallform vieler Salze bedingt, Krystallwasser. Salpeter und Kochsalz, auf gleiche Weise behandelt, verlieren nichts von ihrem Gewichte und werden auch nicht undurchsichtig oder pulverig; sie enthalten kein chemisch gebundenes Wasser.

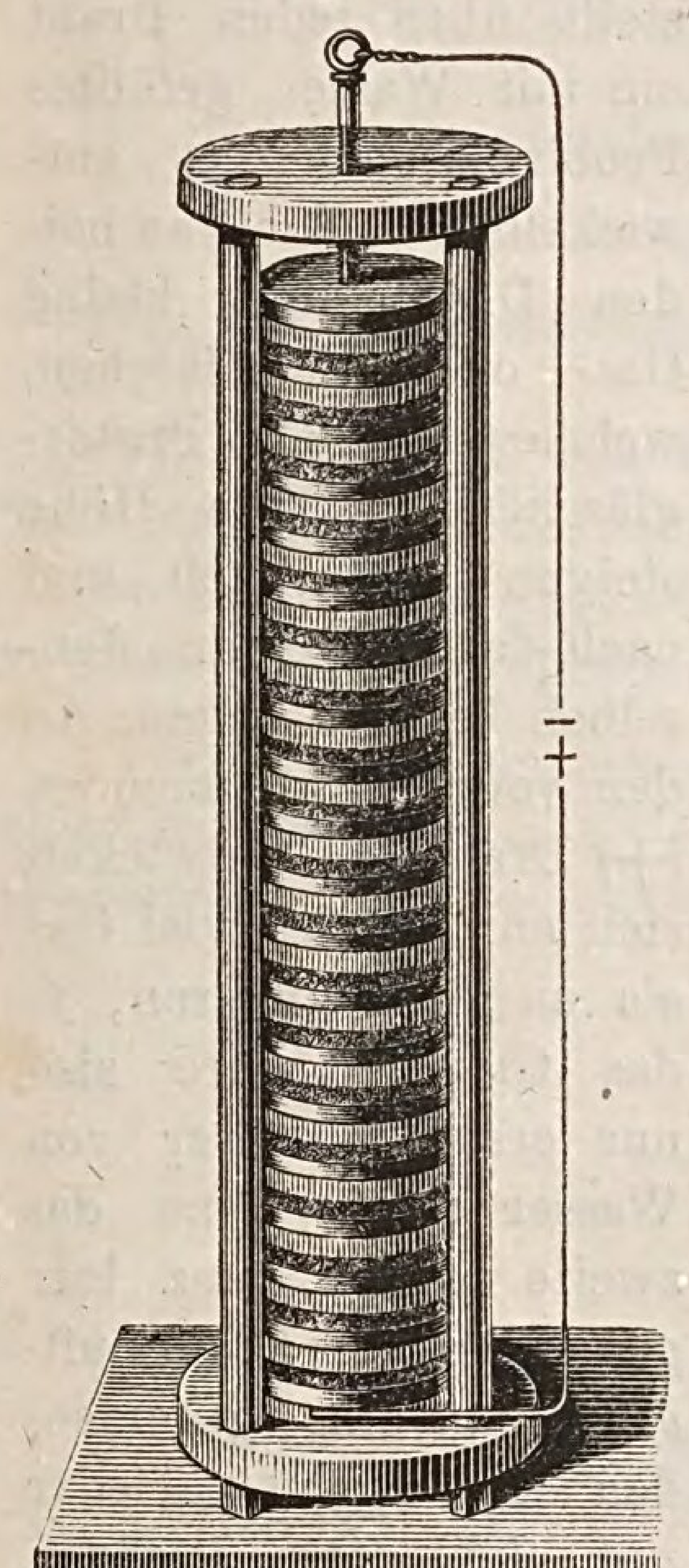
Bestandtheile des Wassers.

— 1783 zuerst von Lavoisier nachgewiesen. —

56. Wasserzerlegung. Ausser der Elektricität, die wir im Grossen in der majestätischen Erscheinung des Blitzes bewundern, im Kleinen aber durch Reiben verschiedenartiger Körper an einander

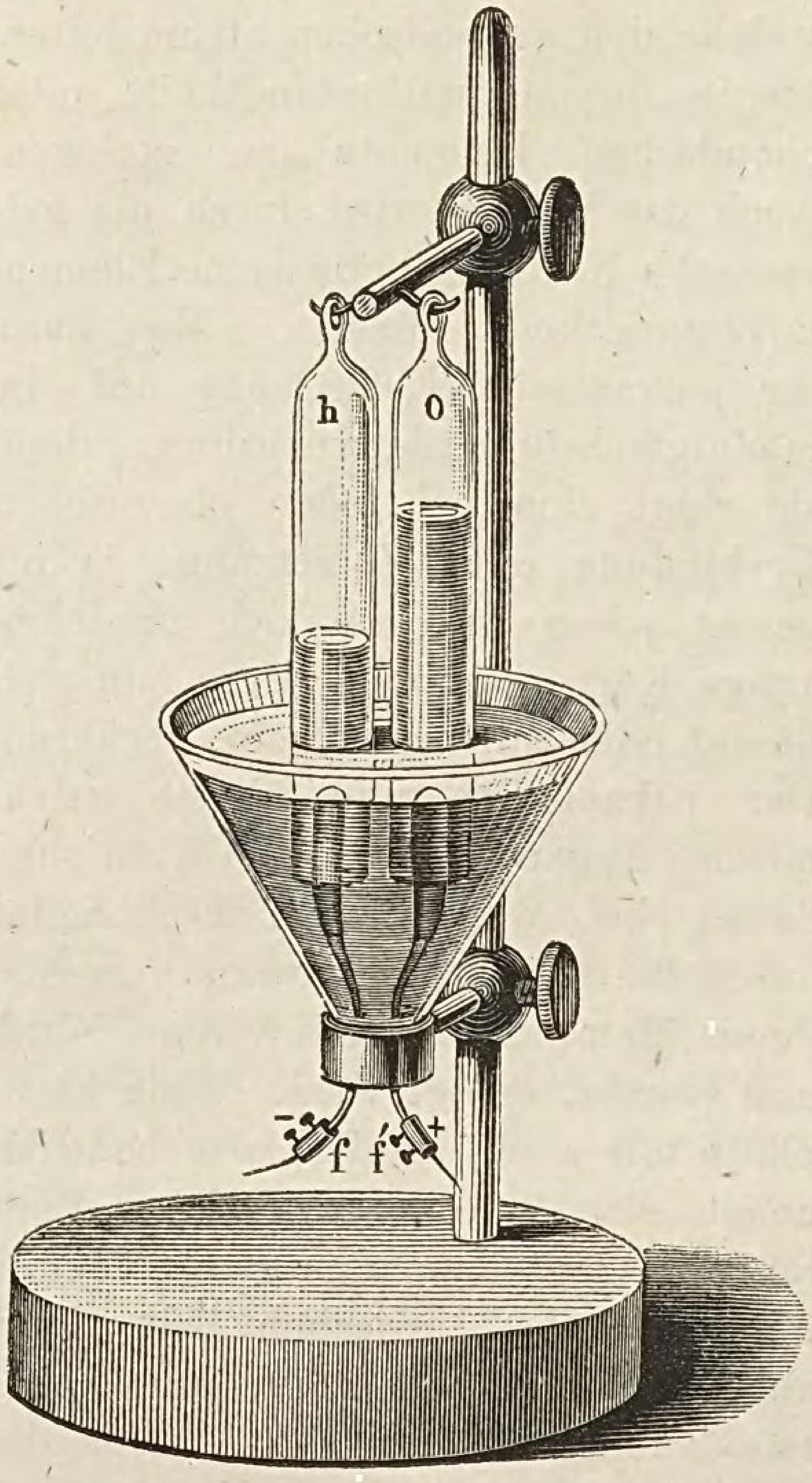
erzeugen, unterscheidet man noch eine zweite Art von Elektricität, welche man galvanische Kraft oder Galvanismus nennt. Diese ist für die Chemie von hoher Wichtigkeit geworden, weil man durch sie in den Stand gesetzt wurde, alle chemischen Verbindungen, welche den galvanischen Strom leiten, bis in ihre Grundbestandtheile oder chemischen Elemente zu zerlegen. Auch das Wasser wird durch die galvanische Kraft leicht in seine Elementarbestandtheile zersetzt. Man kann die galvanische Elektricität auf die mannigfachste Art hervorbringen, denn sie zeigt sich bei jeder chemischen Verbindung oder Zersetzung, ja oft genug schon da, wo sich ungleichartige Körper, mögen diese nun fest, flüssig oder luftförmig sein, berühren. Der bekannteste und älteste galvanische Apparat ist die Volta'sche Säule, bei welcher die Elektricität durch die Berührung zweier verschiedener Metalle, gewöhnlich durch Zink und Kupfer, erregt wird. Eine Zinkplatte mit einer Kupferplatte bedeckt, heisst ein Plattenpaar; solcher Plattenpaare legt man eine grosse Menge über einander, zwischen jedes Paar aber eine mit Salzwasser angefeuchtete Tuchscheibe, so dass, wenn die Säule unten mit Zink anfängt, sie oben mit einer Kupferplatte schliesst. Diese beiden Endplatten heissen die Pole (Zink- oder + Pol und Kupfer- oder — Pol); sie werden mit Metalldrähten versehen, um den elektrischen oder galvanischen Strom, welcher in der Säule entsteht, an beliebige Orte leiten zu können. Wenn die beiden Drähte einander bis auf eine sehr kleine Entfernung genähert werden, so sieht man Funken von dem einen Drahte zum anderen überspringen; dies ist ein Zeichen des galvanischen Stromes, der sich durch ähnliche Lichterscheinungen zu erkennen giebt, wie der elektrische Strom in einer Elektrisirmaschine.

Fig. 27.



Um mit dieser Säule Wasser zu zersetzen, leitet man die beiden Drähte, an deren Enden man zu diesem Versuche Platin-Drähte oder -Blättchen befestigt hat, in ein Gefäss mit Wasser und stellt über jeden Draht ein mit Wasser gefülltes Probirgläschen; es entwickeln sich dann an beiden Drahtenden kleine Gas- oder Luftbläschen, welche in den Probirgläschen in die Höhe steigen und nach und nach das Wasser aus denselben herausdrängen. An dem vom Zink kommenden (+) Drahte *f'* entwickelt sich nur halb so viel Gas als an dem anderen, *f*; das Gläschen wird also nur erst halb leer von Wasser sein, wenn das zweite schon ganz leer geworden ist. Diese Luftart bringt einen glimmenden Holzspahn wieder zum lebhaften Brennen mit Flamme: sie heisst Sauerstoffgas (O). Die vom Kupferende (—) ausgehende Luft löscht einen eingetauchten glimmenden Span aus, sie brennt aber selbst, wenn man eine Lichtflamme darüber hält: sie heisst Wasserstoffgas (H). Dies sind die Bestandtheile des Wassers. Wir sagen: das Wasser besteht aus 1 Maass (Volumen) Sauerstoffgas und aus 2 Maass Wasserstoffgas. Aus einem Maass flüssigen Wassers würde man mehre Tausend Maasse von diesen zwei Luftarten erhalten, wenn man dasselbe in seine Bestandtheile zerlegte.

Fig. 28.



Nichtmetalle oder Metalloide.

Erste Gruppe: Organogene.

Sauerstoff oder Oxygen (O).

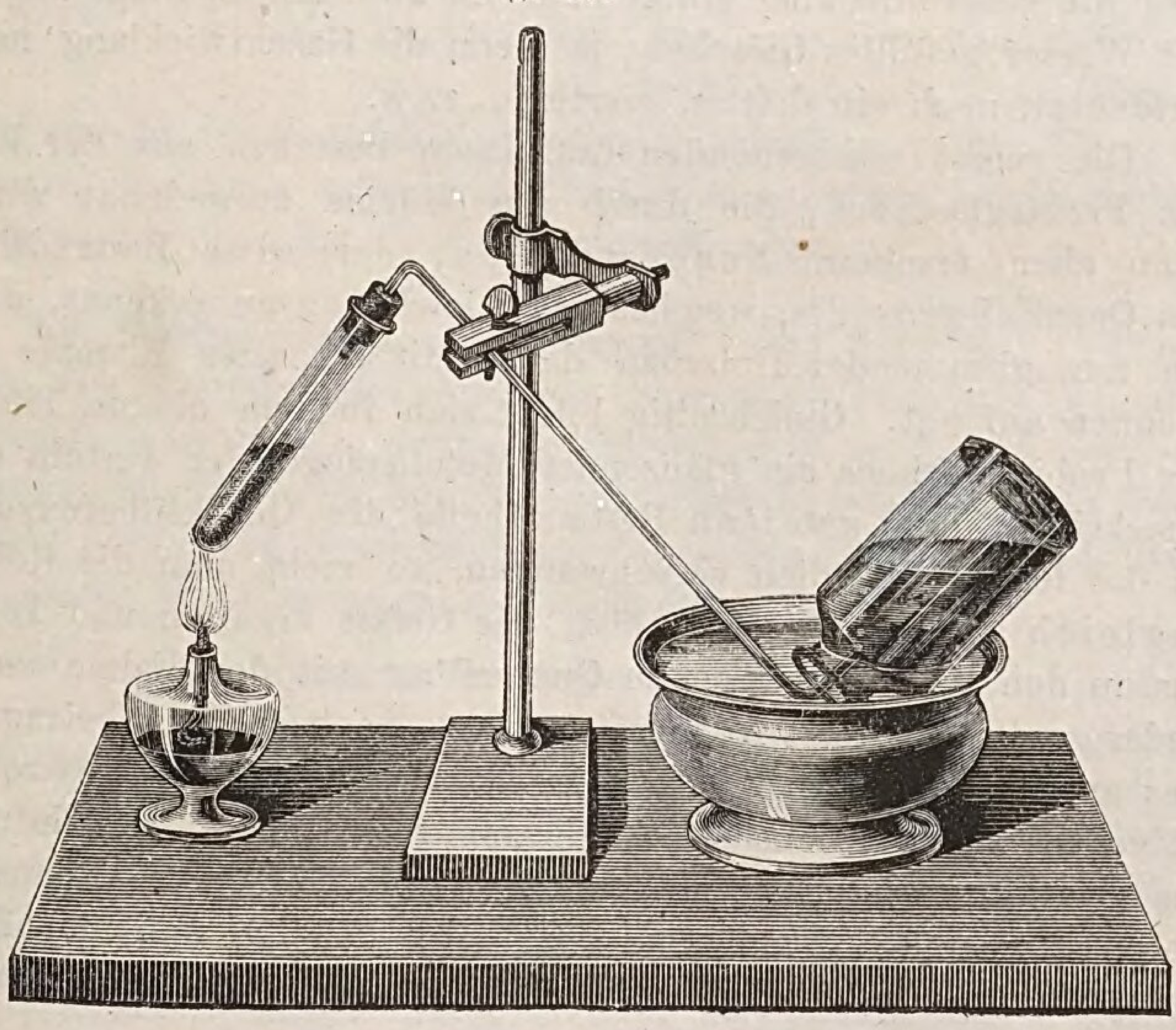
(Aeq.-Gew. = 8. — Specif. Gew. = 1,1.)

— 1774 fast gleichzeitig von Priestley und Scheele entdeckt. —

57. Sauerstoff aus Quecksilberoxyd. Aus dem Wasser lässt sich der Sauerstoff in grösserer Menge nur durch sehr starke galvanische Apparate darstellen; auf eine einfachere Weise gewinnt man ihn folgendermaassen:

Versuch. In ein etwas langes, aber nicht zu dünnes Probirgläschen schütte man 5,4 Grm. rothes Quecksilberoxyd (unpräparirtes) und verschliesse die Oeffnung mit einem Korke,

Fig. 29.



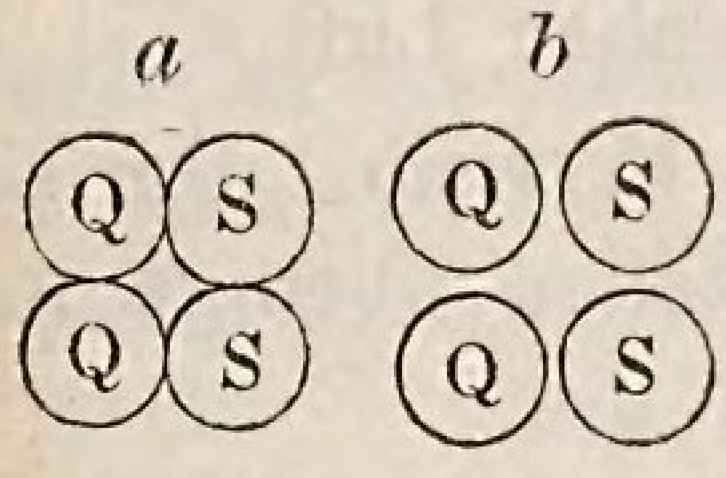
durch welchen eine ∽förmig gebogene Glasröhre geht, deren anderes Ende in eine mit Wasser gefüllte Schüssel eintaucht. Man hängt die Glasröhre entweder mittelst eines Bindfadens oder Drahtes auf, oder spannt sie in einen Retortenhalter. Der Retortenhalter ist ein mit einer verschiebbaren Klemme versehenes Holzgestell, durch welches sich Glasgefässe auf die bequemste Weise festhalten lassen, wie dies Fig. 29 (a. v. S.) zeigt. Hierauf erhitzt man das Gläschen so lange, bis alles Quecksilberoxyd verschwunden ist. Das rothe Pulver wird bei steigender Hitze schwarz, während aus der Glasröhre Luftblasen aufsteigen, die man in einem darüber gehaltenen Gläschen auffängt. Dieses Gläschen wird zuvor mit Wasser gefüllt und dann umgedreht, nachdem man die Oeffnung mit dem Finger oder mit einer kleinen Glasscheibe verschlossen hat. Entfernt man den Finger erst, wenn das Gläschen in das Wasser der Schüssel eintaucht, so läuft nichts heraus; dies geschieht vielmehr erst dann, wenn Luftblasen in dasselbe treten, die ihrer grösseren Leichtigkeit wegen in die Höhe steigen und das Wasser herausdrängen. Ist das Gläschen leer, so nimmt man es weg und verstopft es mit einem Korke; über die Glasröhre aber stürzt man ein zweites, ebenfalls vorher mit Wasser gefülltes Gläschen, ja wenn die Gasentwicklung noch fortdauert, noch ein drittes, viertes u. s. w.

Die zuerst erscheinenden Luftblasen bestehen aus der Luft des Probirgläschens, die durch die Wärme ausgedehnt wird; dann aber erscheint Sauerstoffgas, der eine Bestandtheil des Quecksilberoxydes, welches man leicht daran erkennt, dass ein nur glimmender Holzspan darin mit lebhafter Flamme zu brennen anfängt. Gleichzeitig bildet sich in dem oberen Theile des Probirgläschens ein glänzender Metallspiegel; er besteht aus Quecksilber, dem zweiten Bestandtheile des Quecksilberoxydes. Ist das letztere gänzlich verschwunden, so zieht man die Röhre sogleich aus dem Wasser, lässt das Gefäss erkalten und kehrt das an den Wänden hängende Quecksilber mit der Fahne einer Feder zusammen: es wird dem Gewichte nach 5 Grm. betragen; was an 5,4 Grm. fehlt, (0,4 Grm.) ist Sauerstoff gewesen. Das rothe Pulver bestand also aus einem glänzenden, schweren Metalle und aus einer Luftart, zwei einander so ganz unähnlichen Körpern. Vereinigt man beide auf geeignete Weise chemisch mit einander, so treten sie, und zwar genau in dem angegebenen Gewichtsver-

hältnisse, wieder zu rothem Oxyd zusammen, einem Körper, in dem die Eigenschaften des Quecksilbers, wie die des Sauerstoffs, aufs Vollständigste verschwunden sind.

58. Zerlegungskraft der Wärme. Dieser Versuch zeigt ferner, wie die Kraft der Wärme allein im Stande ist, eine chemische Verbindung, oder was dasselbe ist, die Verwandtschaft zweier Körper zu einander aufzuheben. Man kann sich dies so erklären: Die Kraft der chemischen Verwandtschaft wirkt nur in der grössten Nähe, also nur dann, wenn die Körper sich aufs Innigste berühren; die Wärme wirkt dieser Kraft entgegen, denn sie dehnt die Körper aus und entfernt die Theilchen derselben, die man sich als mit einer Wärmehülle oder Wärmesphäre umkleidet vorzustellen hat, von einander. In der Kälte oder bei gewöhnlicher Temperatur liegen die einzelnen Quecksilber- und Sauerstofftheilchen einander so nahe, dass die chemische Kraft sie zusammenzuhalten vermag (*a*); in der Hitze aber werden sie so weit aus einander gerückt (*b*), dass sie aus dem Gebiete der chemischen Anziehung heraustreten und sich von einander trennen. Dies geschieht hier um so leichter, weil sowohl der Sauerstoff wie das Quecksilber in der Hitze ein grosses Bestreben haben, luftförmig zu werden, ein Bestreben, welches der chemischen Kraft entgegenwirkt.

Fig. 30.



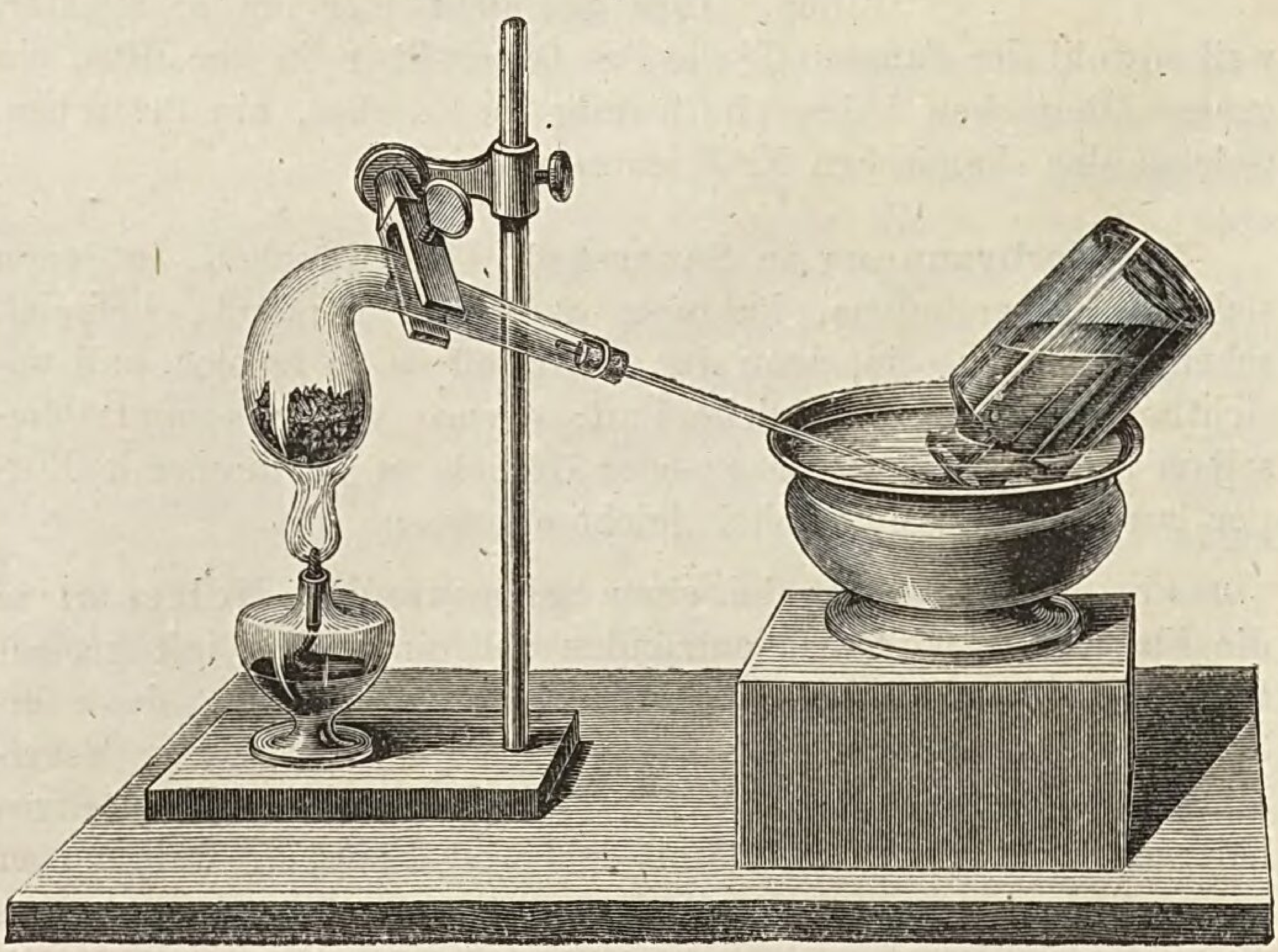
59. Verbrennung in Sauerstoff. Die Gläschen, in denen sich das Sauerstoffgas, kurzweg Sauerstoff genannt, befindet, scheinen leer zu sein, denn der Sauerstoff ist so farblos und unsichtbar wie die gewöhnliche Luft; ebenso wenig kommt demselben irgend ein Geschmack oder Geruch zu. Glimmende Körper lassen seine Anwesenheit leicht erkennen.

Versuch. Man tauche einen glimmenden Holzspan in die Flasche: er wird sich entzünden und einige Zeit mit grosser Lebhaftigkeit und sehr blendender Flamme brennen, dann erlöschen. Dasselbe geschieht, wenn man ein Stückchen Feuerschwamm an einen Draht steckt, anzündet und in Sauerstoffgas hält: der Schwamm brennt mit lebhafter Flamme, während er bekanntlich in gewöhnlicher Luft nur glimmt. Das Sauerstoffgas

besitzt zu den Bestandtheilen des Holzes und Schwammes in höherer Temperatur eine sehr starke Verwandtschaft, d. h. es verbindet sich mit grosser Energie mit denselben, und dabei entwickelt sich, in Folge dieser Verbindung, Wärme und Licht. Ist die Vereinigung erfolgt und der Sauerstoff verzehrt, so hört das Brennen auf. Das Product der Verbrennung, das verbrannte, d. h. mit Sauerstoff verbundene Holz, ist auch luftförmig, in dieser Luftart erlöschen aber brennende Körper. Schwenkt man das Glas einige Male schnell durch die Luft, so gehen die durch die Verbrennung gebildeten Luftarten heraus und atmosphärische Luft tritt dafür ein; in dieser befindet sich freier Sauerstoff und ein brennender Holzspan kann jetzt wieder einige Zeit darin brennen. Er brennt, aber ungleich langsamer und weniger hell als in reinem Sauerstoff, weil die gewöhnliche Luft nur zum fünften Theile aus Sauerstoff besteht. Diesemnach müssen die Verbrennungen in reinem Sauerstoff ungefähr fünfmal schneller und heftiger stattfinden als in der atmosphärischen Luft.

60. Sauerstoff aus chlorsaurem Kali. *Versuch.* Um sich eine grössere Menge von Sauerstoffgas darzustellen, bringe man

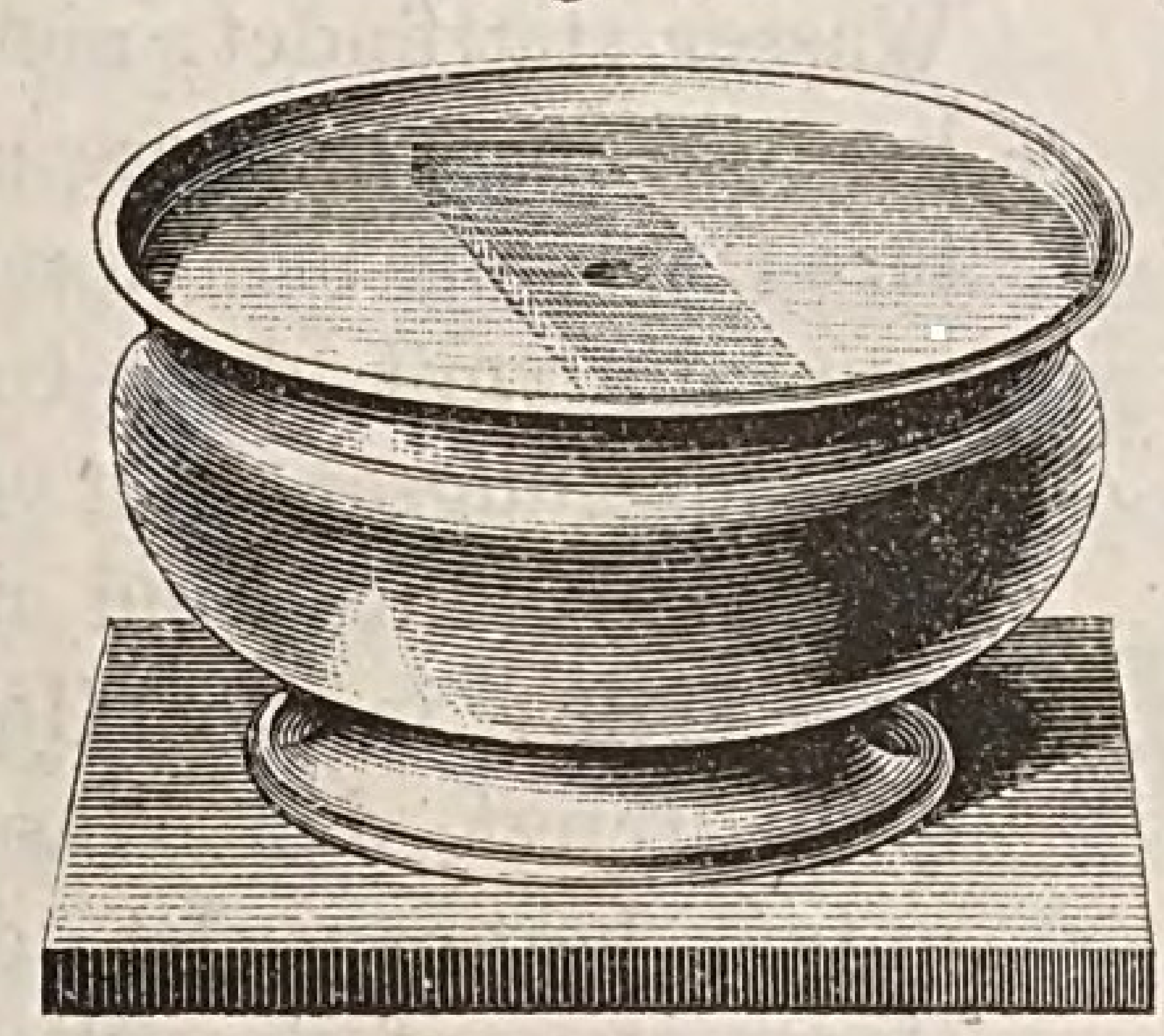
Fig. 31.



10 Grm. chlorsaures Kali in eine kleine Glasretorte, welche, wie in Fig. 29, mit einer nicht zu engen Glasröhre verbunden und in einen Retortenhalter geklemmt wird. Die Retorte ist von der Grösse zu wählen, dass ihr kugliger Theil nur bis zu $1/3$ von dem Salze angefüllt wird. Beim Erhitzen geräth das Salz zuerst ins Schmelzen, später ins Kochen; das Kochen wird durch Entbindung von Sauerstoffgas bewirkt, welches man, wie bei 57, in $1/2$ Literflaschen so auffängt, dass etwa ein Paar Theelöffel Wasser in jeder Flasche zurückbleiben. Sowie das Kochen beginnt, wird die Flamme etwas kleiner gemacht, damit die Masse nicht zu hoch aufschäume. Ist die Gasentwicklung zu Ende, so zieht man die Glasröhre schnell aus dem Wasser. Vermengt man das chlorsaure Kali, durch blosses Zusammenreiben mit den Fingern auf einem Blatt Papier, mit seinem gleichen Gewicht Braunstein, so wird die Gasentwicklung ausserordentlich beschleunigt.

61. Pneumatische Wanne. Beim Auffangen von Gasarten würde es beschwerlich sein, die zur Aufnahme derselben bestimmten Gläser immer mit den Händen festzuhalten; diese Unbequemlichkeit wird durch folgende Vorrichtung vermieden. Man schlage sich aus einem Dachziegel eine Platte, einige Zoll breit und so lang, dass sie, wenn man sie in eine Schüssel legt, auf den schrägen Wänden derselben ungefähr in der Mitte fest aufliegt; in der Mitte der Platte bohrt man ein Loch ein, was sich mit der Spitze eines gewöhnlichen Maurerhammers sehr leicht bewerkstelligen lässt.

Fig. 32.

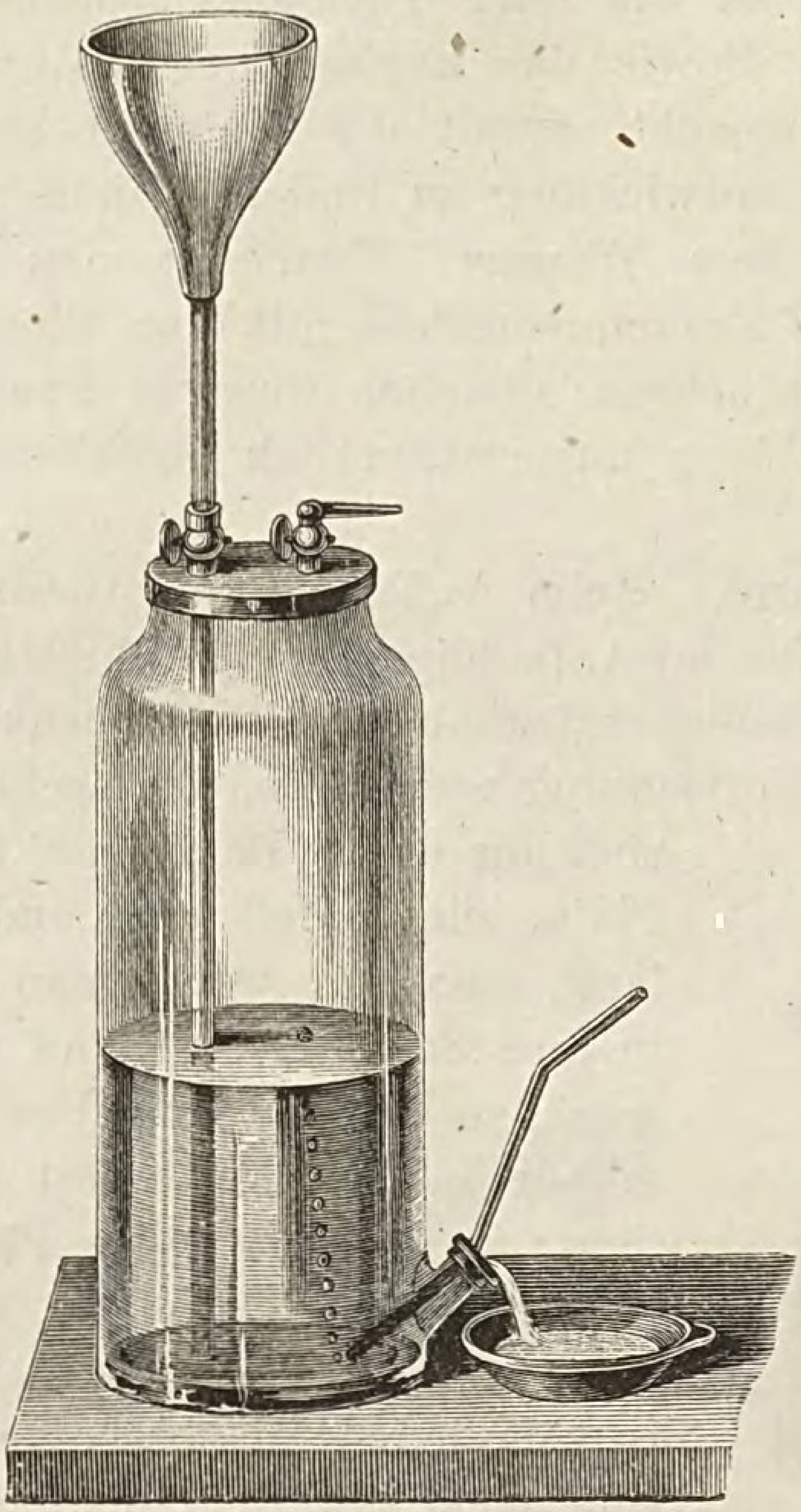


Statt des Ziegelstücks kann auch ein Blechstreif angewendet werden, in welchem ein kleines kreisförmiges Loch eingeschnitten ist. Beim Gebrauche legt man diese Platte (die Brücke) in die Schüssel, giesst so viel Wasser in die letztere, dass es einen Querfinger hoch über der Brücke steht, und stellt dann auf diese das zum Auffangen des Gases bestimmte Glas verkehrt auf, so dass dessen Mündung gerade auf die Oeffnung passt. Die Glasröhre, aus welcher das Gas kommt, muss sich gerade darunter

befinden, damit das Gas, wie durch einen Trichter, ins Glas treten kann. Eine solche Vorrichtung heisst eine pneumatische Wanne.

62. Gasometer. Um grössere Mengen von Gasarten aufzusammeln und aufzubewahren, und um bequem damit zu experimentiren, hat man in den chemischen Laboratorien besondere Gefässe, die Gasometer genannt werden. In der beistehenden Figur ist ein solcher Apparat abgebildet, wie er eben mit Gas angefüllt wird. Zu dem Ende füllt man ihn erst mit Wasser, schliesst dann die beiden Hähne und öffnet den unteren Ansatz, aus dem natürlich, da oben kein Luftdruck auf das Wasser stattfindet, nichts herausläuft. In diese untere Oeffnung bringt man nun die mit dem Gasentwickelungsapparat verbundene Röhre und das Gas steigt in die Höhe und drängt das Wasser unten heraus. Ist der Gasometer auf diese Weise mit Gas gefüllt, so verschliesst man die untere Oeffnung gleichfalls. Zum Herauslassen des Gases dient der kleine obere Röhrenansatz. Oeffnet man den hier befindlichen Hahn, und gleichzeitig den an dem Trichter vorhandenen, so fliesst, wenn der letztere mit Wasser gefüllt ist, das Wasser bis zu dem Boden des Gefässes und drängt das Gas als einen Strahl oben zu der kurzen Röhre heraus. Statt von Glas, wie hier, stellt man sich grössere Gasometer auch aus

Fig. 33.



Blech, am besten aus Kupferblech dar, die eine ähnliche Einrichtung haben.

63. Menge des gewonnenen Sauerstoffs. Das chlorsaure Kali enthält in 10 Grm. gegen 4 Grm. Sauerstoff chemisch gebunden; diese werden durch Erhitzung frei und entweichen. Im Quecksilberoxyd sind nur etwa 8 Proc. Sauerstoff enthalten; man wird also aus dem ersteren Salze fünfmal mehr Sauerstoff bekommen als aus dem Quecksilberoxyd. Wählt man $\frac{1}{2}$-Literflaschen zum Auffangen des Gases, so wird man deren beim Versuch 60 etwa 5 Stück füllen können und in jeder gegen 8 Decigr. (0,8 Grm.) Sauerstoff haben.

Das chlorsaure Kali kann beim Reiben, zumal mit verbrennlichen Stoffen, z. B. Schwefel, Kohle etc., oder wenn es mit Schwefelsäure zusammenkommt, sehr gefährliche Explosionen veranlassen; bei dem eben angegebenen Gebrauche desselben ist aber irgend eine Gefahr nicht zu befürchten. Welche weitere Veränderung dieses Salz durch die Erhitzung erfährt, zeigt der folgende Versuch.

64. Veränderung des chlorsauren Kalis. *Versuch.* Auf die nach der Austreibung des Sauerstoffs in dem Probirgläschen gebliebene Salzmasse wird warmes Wasser gegossen und das Gläschen an einen warmen Ort gestellt, bis sich Alles aufgelöst hat; lässt man diese Auflösung auf einem Ofen allmälig verdunsten, so werden sich aus derselben kleine würfelförmige Krystalle absetzen (Chlorkalium). Das chlorsaure Kali krystallisirt in dünnen Tafeln oder Blättchen, das geglühte in Würfeln; diese Verschiedenheit der Krystallform allein zeigt schon an, dass durch die Erhitzung des ersteren ein ganz anderes, neues Salz entstanden ist, und zwar ein Salz, welches keinen Sauerstoff mehr enthält. Das nachstehende Schema wird diese Zersetzung verdeutlichen.

Das chlorsaure Kali besteht in 100 Gewthln. aus:

Chlorsäure 61,5 {Sauerstoff 32,5 / Chlor 29}
und
Kali 38,5 {Sauerstoff . 6,5 / Kalium . . 32}

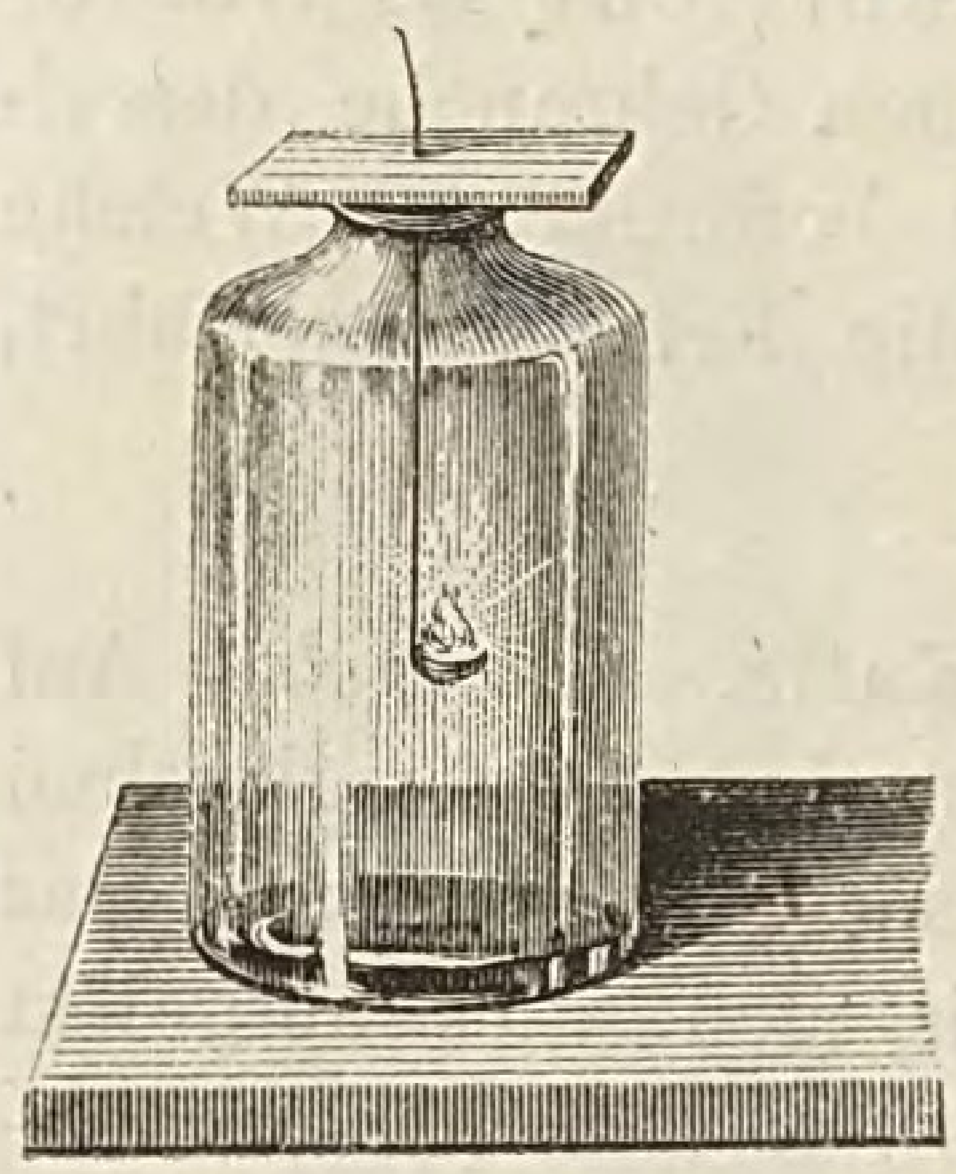
Sauerstoff 39 (entweicht).
Chlorkalium 61 (bleibt zurück).

Versuche mit Sauerstoffgas.

65. Kohle und Sauerstoff. *Versuch* a. Man stecke ein Stückchen Holzkohle an einen Draht, halte es in ein Licht, bis es glüht, und tauche es dann in das Glas ein; die Kohle wird sehr lebhaft und mit Flamme verbrennen. Ein Stückchen angefeuchtetes blaues Lackmuspapier (49), nach dem Verbrennen in die Flasche gehalten, wird roth; es hat sich also aus Kohle und Sauerstoff eine saure Luftart gebildet; sie heisst Kohlensäure. Man verstopft die Flasche, schüttelt sie einige Male um und stellt sie bei Seite.

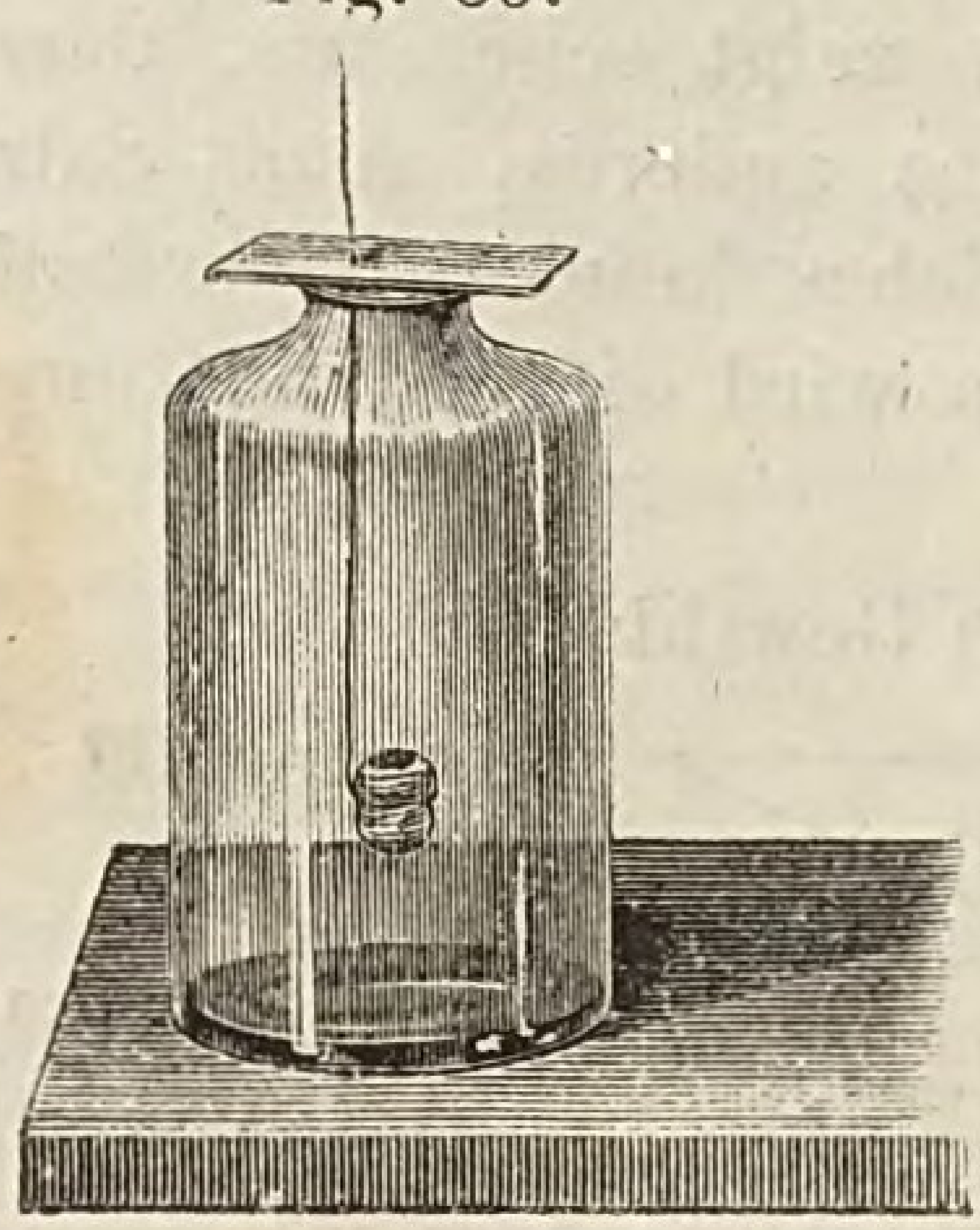
66. Schwefel und Sauerstoff. *Versuch* b. An einem längeren Drahtstücke werden einige Schwefelfäden befestigt, angezündet und in das zweite Glas gehalten: sie verbrennen mit einer schön blauen Flamme. Die Luftart, welche sich aus Schwefel und Sauerstoff bildet, hat einen sehr stechenden Geruch, sie röthet gleichfalls Lackmuspapier, ist also auch saurer Natur; man nennt sie schweflige Säure. Auch dieses Glas wird verstopft und zu weiteren Versuchen aufgehoben.

Fig. 34.



67. Phosphor und Sauerstoff. *Versuch* c. Ein erbsengrosses Stückchen Phosphor, welches seiner Leichtentzündlichkeit wegen unter Wasser von einer Phosphorstange abgeschnitten wird, legt man, nachdem es zuvor durch aufgedrücktes Löschpapier gut abgetrocknet worden ist, in ein ausgehöhltes Stück Kreide, befestigt um letzteres einen Draht und senkt es in die dritte Flasche von Sauerstoff ein. Den Draht klemmt man oben so in ein Querholz, dass der Kreidelöffel ein wenig unter der Hälfte der Flasche

Fig. 35.



zu hängen kommt. Wird der Phosphor nun mit einem in einer Lichtflamme erhitzten Drahte berührt, so entzündet er sich und verbrennt mit einem ausserordentlichen Lichtglanze, während die Flasche sich mit einem dichten, weissen Rauche anfüllt. Dieser Rauch besteht aus mit Sauerstoff chemisch verbundenem Phosphor; er macht blaues Probirpapier roth, ist also auch eine Säure; sie heisst Phosphorsäure. Lässt man das Glas einige Zeit ruhig stehen, so setzt sich der Rauch zu Boden, d. h. er löst sich in dem im Glase hängen gebliebenen Wasser auf, und dieses erlangt dadurch einen sauren Geschmack.

68. Säuren. Aehnlich wie die geschmacklose Kohle und der geschmacklose Schwefel und Phosphor durch ihre Vereinigung mit dem Sauerstoff saure Eigenschaften erhalten, werden noch viele andere einfache Körper durch den Sauerstoff zu Säuren; dies der Grund, warum man ihm den Namen „Sauerstoff" gegeben hat. Häufig benennt man ihn auch mit dem griechischen Namen Oxygen (Säureerzeuger). Hiervon sind die zwei so häufig vorkommenden Worte Oxydiren und Oxyd gebildet. Oxydiren heisst: mit Sauerstoff verbinden, verbrennen; Oxyd ist das Product der Verbindung und bedeutet einen verbrannten, d. h. einen mit Sauerstoff verbundenen Körper. Die eben gedachten Säuren können daher auch saure Oxyde genannt werden.

69. Natrium und Sauerstoff. *Versuch* d. Man drücke ein Stück Natriummetall an einem Drahte breit und lasse es, so befestigt, einige Stunden in einem mit Sauerstoff gefüllten Glase hängen: es verwandelt sich in eine weisse Masse, welche leicht im Wasser zergeht. Die entstandene Auflösung schmeckt laugenhaft oder alkalisch, ähnlich wie das Kalkwasser; blaues Probirpapier ändert seine Farbe darin nicht, wohl aber wird rothes Papier dadurch blau; es ist eine Verbindung entstanden, welche man als den Gegensatz von Säure anzusehen hat; sie wird Natriumoxyd genannt. Man bewahrt sie auch zu weiterem Gebrauche auf.

Fig. 36.

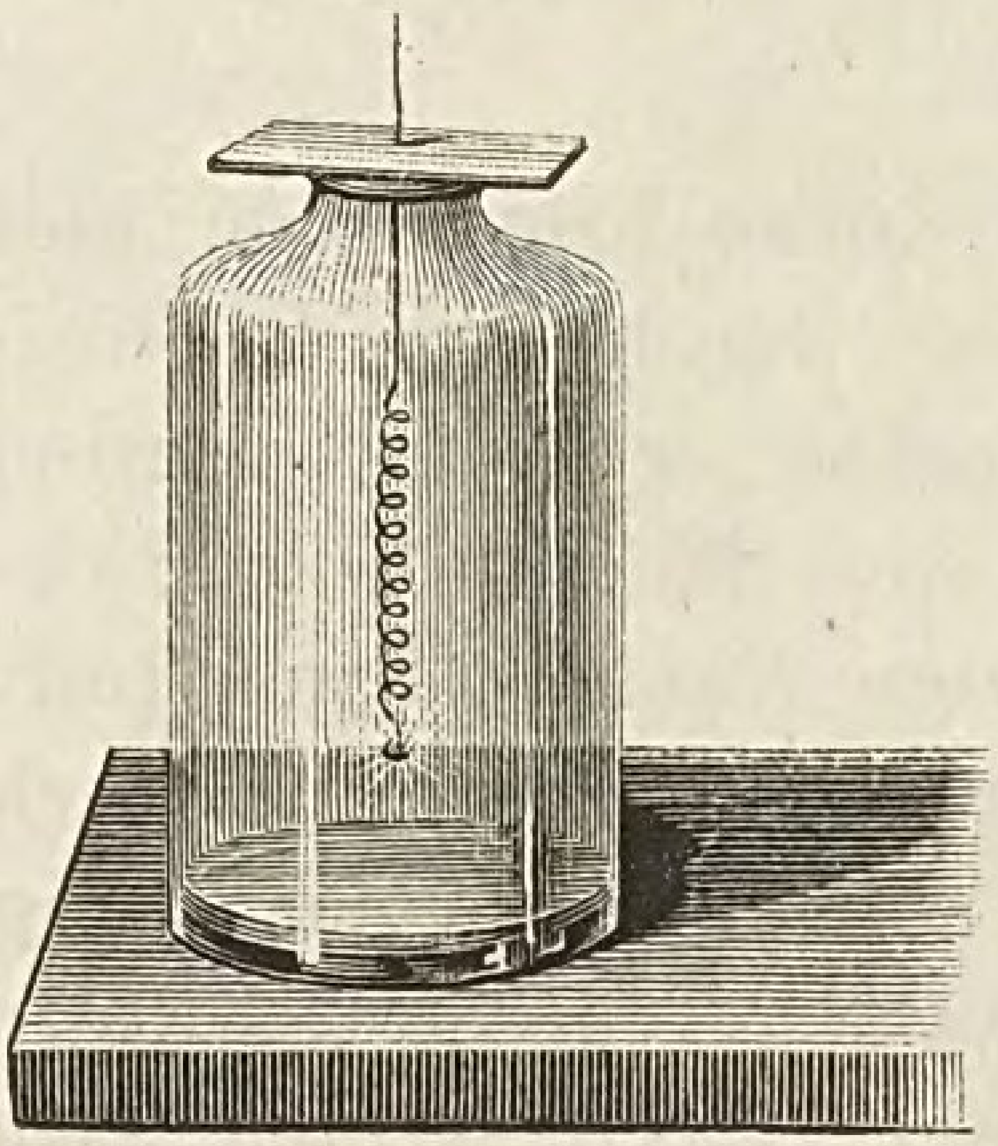


Das Natriummetall hat eine so ausser-

ordentliche Begierde, sich mit Sauerstoff zu verbinden, dass es ihn, wenn es an der Luft liegt, schnell aus der letzteren anzieht; man bewahrt es daher, um es unverändert zu erhalten, in einer Flüssigkeit auf, in welcher sich kein Sauerstoff befindet. Eine solche Flüssigkeit ist das bekannte Steinöl oder Petroleum.

70. Eisen und Sauerstoff. *Versuch* e. Ein dünner Eisendraht wird so um einen Schieferstift oder ein Holzstäbchen gewickelt, dass er nach dem Herausziehen des Stiftes einen hohlen Schraubengang bildet. Das obere Stück dieser Spirale klemmt man, wie bei Versuch c, in ein Querholz, an das untere Ende desselben aber steckt man ein kleines Stückchen Feuerschwamm. Ist der Schwamm angezündet, so taucht man den Draht in den Sauerstoff ein: die durch das Verbrennen des Schwammes entwickelte Hitze macht den Draht glühend und derselbe verbrennt nun unter lebhaftem Funkensprühen, weil das Eisen in der Glühhitze im Stande ist, sich mit dem Sauerstoff zu verbinden. Das verbrannte oder oxydirte Eisen (Hammerschlag) schmilzt, und die herabfallenden Kugeln davon sind so heiss, dass sie durch das am Boden des Gefässes befindliche Wasser hindurch noch in das Glas einschmelzen; diese Hitze ist, wie in den vorhergehenden Fällen, eine Folge der eingetretenen chemischen Verbindung. Das Eisenoxyd ist unlöslich in Wasser, und aus diesem Grunde wirkt es weder auf das blaue noch auf das rothe Probirpapier; wäre es auflöslich, so würde es sich wie das Natriumoxyd verhalten, nämlich das rothe Papier in blaues umwandeln.

Fig. 37.



71. Basen. Man nennt solche Sauerstoffverbindungen, welche nicht sauer sind, sondern mit dem Natriumoxyd oder dem Eisenoxyd in ihren Eigenschaften übereinstimmen: Basen oder basische Oxyde. Von den Verbindungen der Metalle mit dem Sauerstoff gehören die meisten zu den Basen.

72. Quantitative Verhältnisse. Durch die beschriebenen Oxydations-Versuche wird leicht die Frage angeregt werden:

wie viel haben die in jedem Glase befindlichen 8 Decigrm. Sauerstoff von der Kohle, dem Schwefel u. s. w. aufgenommen? Die Antwort darauf ist: sie haben sehr verschiedene Mengen aufgenommen.

Es haben sich nämlich verbunden:

8	Decigr.	Sauerstoff	mit	3	Decigr.	Kohle	zu 11	Decigr.	Kohlensäure,
8	„	„	„	8	„	Schwefel	„ 16	„	schwefl. Säure,
8	„	„	„	$6^1/_5$	„	Phosphor	„ $14^1/_5$	„	Phosphorsäure,
8	„	„	„	23	„	Natrium	„ 31	„	Natriumoxyd,
8	„	„	„	21	„	Eisen	„ 29	„	Eisenoxyduloxyd.

8 Decigr. Sauerstoff sind im Wasser verbunden mit 1 Decigr. Wasserstoff zu 9 Decigr. Wasserstoffoxyd (Wasser).

Man kann sich Kohlensäure auf ganz anderen und sehr verschiedenen Wegen darstellen, immer aber ist sie so zusammengesetzt, dass darin auf 8 Gewichtstheile Sauerstoff 3 Gewichtstheile Kohle kommen, und dieselbe Regelmässigkeit finden wir bei den übrigen genannten, ja bei allen chemischen Verbindungen. Es ist ein Naturgesetz: Die chemischen Verbindungen erfolgen immer nach ganz bestimmtem, unveränderlichem Maass und Gewicht. Die Lehre von dieser Gesetzmässigkeit heisst Stöchiometrie (von *stöchion* – Element, und *metrie* – Messkunst.)

73. Neutralisiren. *Versuch.* Die Flüssigkeit in dem Gefässe *c* machte blaues Probirpapier roth und schmeckte sauer, die Flüssigkeit im Glase *d* dagegen bläute rothes Papier und schmeckte laugenhaft. Man giesse die letztere nach und nach, zuletzt nur tropfenweise, zur ersteren und probire das Gemisch öfters durch Eintauchen eines Streifens von blauem und rothem Probirpapier: es wird ein Zeitpunkt eintreten, wo die Farben dieser beiden Papiere nicht mehr verändert werden. Kostet man jetzt die Flüssigkeit, so bemerkt man nichts mehr von dem sauren, nichts mehr von dem laugenhaften Geschmacke, sondern das Gemisch schmeckt schwach salzig; man nennt es neutral. Die Phosphorsäure hat sich mit dem Natriumoxyd chemisch verbunden und dabei ist ein neuer Körper entstanden, der mit den Körpern, aus denen er zusammengesetzt wurde, keine Aehnlichkeit mehr hat. Um ihn genauer zu erkennen, braucht man nur die Flasche an einem warmen Orte so lange stehen zu lassen, bis

das Wasser verdampft ist: er bleibt dann in kleinen Krystallen zurück. Man nennt eine solche Verbindung, die aus einer Säure und einer Basis besteht, ein Salz. Das hier erhaltene Salz, phosphorsaures Natriumoxyd, heisst ein lösliches, weil es in hinzugegossenem Wasser wieder zu einer durchsichtigen Flüssigkeit zergeht.

74. Unlösliches Salz. *Versuch.* In das Glas, welches das bei dem Versuche 65 gebildete kohlensaure Gas enthält, giesse man etwas Kalkwasser (47) und schüttle um: die Flüssigkeit wird milchig werden und bei ruhigem Stehen ein weisses Pulver fallen lassen. Der Kalk in dem Kalkwasser ist eine Basis, wie das Natriumoxyd; er verbindet sich mit der Kohlensäure, und zwar ebenfalls unter Neutralisation der sauren und basischen Eigenschaften; das gebildete Salz (kohlensaurer Kalk oder künstliche Kreide) ist aber unlöslich im Wasser und sondert sich daher aus. Dass hierbei die kohlensaure Luft verschwindet und zu einem festen Körper verdichtet wird, zeigt das Angezogenwerden des Fingers, mit dem man die Oeffnung des Glases während des Schüttelns verschliesst, sowie das Einströmen von Luft nach dem Entfernen des Fingers.

75. Schwerlösliches Salz. *Versuch.* Ganz ähnliche Erscheinungen treten auf, wenn man Kalkwasser in die Flasche vom Versuche 66 giesst; der stechende Geruch der darin enthaltenen schwefligen Säure verschwindet, weil die letztere sich mit dem Kalk verbindet. Das gebildete Salz (schwefligsaurer Kalk) ist sehr schwerlöslich in Wasser.

76. Eisensalz. *Versuch.* In das Glas vom Versuche 70 giesse man nach und nach 4 Grm. von der allgemein bekannten Schwefelsäure: sie wird sich unter Erwärmung mit dem Wasser mischen und bei längerem Stehen und öfterem Umschütteln sowohl das an den Wänden hängende braune Eisenoxyd als das am Boden befindliche schwarze Eisenoxyduloxyd auflösen. Auch hierbei entsteht ein Salz, indem sich die Basen (Eisenoxyd und Eisenoxydul) mit der Säure chemisch vereinigen; die gelbliche Flüssigkeit hält Eisensalze aufgelöst.

77. Oxydationsstufen. Der Sauerstoff ist eine Universalspeise für alle Elemente; er wird von allen verzehrt, und zwar, wie schon

erwähnt, in bestimmten Rationen oder Mengen. Der Appetit eines Elementes zum Sauerstoff ist aber oft verschieden nach den Umständen, unter welchen man ihm den letzteren darbietet; in der Hitze z. B. grösser als in der Kälte, grösser bei Ueberfluss an Sauerstoff als wenn sich nur wenig davon vorfindet etc. Viele Elemente verzehren in hoher Temperatur eine grössere Menge von Sauerstoff als bei niedrigen Wärmegraden, und bei reichlich vorhandenem Sauerstoff mehr als bei Mangel daran. Dieses Mehr oder Weniger ist aber keineswegs beliebig, sondern gleichfalls durch bestimmte Gesetze vorgeschrieben. Man nennt diese verschiedenen Verbindungs-Verhältnisse eines Körpers mit dem Sauerstoff seine Oxydationsstufen.

78. Oxydationsstufen der Säuren. Schwefel verbindet sich mit Sauerstoff zu schwefliger Säure, wenn er im Sauerstoffgase oder an der Luft verbrennt, er lässt sich aber auch noch mit $^1/_2$mal mehr Sauerstoff verbinden und liefert dann die bekannte Schwefelsäure.

Phosphor bildet mit Sauerstoff Phosphorsäure, wenn er mit Flamme verbrennt; lässt man ihn aber ohne Erwärmung an der Luft liegen, oder bei sehr geringem Zutritt von Luft langsam verbrennen, so bildet sich daraus vorzugsweise phosphorige Säure, welche nur $^3/_5$ so viel Sauerstoff enthält, als die Phosphorsäure.

Unter Schwefelsäure und Phosphorsäure versteht man sonach Verbindungen mit mehr Sauerstoff, unter schwefliger und phosphoriger Säure dagegen Verbindungen mit weniger Sauerstoff. Giebt ein Element mehr als zwei Säuren mit dem Sauerstoff, so setzt man aus den Namen der Säuren und den Sylben „Ueber“ und „Unter“ neue Namen zusammen, z. B. Ueberchlorsäure, Unterschwefelsäure, unterschweflige Säure etc.

79. Oxydationsstufen der Basen. Ausser dem rothen Quecksilberoxyd (57) giebt es noch eine Verbindung von Quecksilber mit Sauerstoff, welche schwarz aussieht und nur halb so viel Sauerstoff enthält als das Oxyd; sie wird Quecksilberoxydul genannt. Ebenso giebt das Eisen mit Sauerstoff zwei Verbindungen: eine braunrothe mit mehr Sauerstoff (Eisenoxyd), und eine schwarze mit $^2/_3$ so viel Sauerstoff (Eisenoxydul).

Oxyd nennt man hiernach die Verbindung eines Metalles

mit einer grösseren Menge Sauerstoff, Oxydul die Verbindung mit einer geringeren Menge Sauerstoff. Manche Metalle haben die Fähigkeit, sich in mehr als zwei Verhältnissen mit dem Sauerstoff zu verbinden; man nennt in diesem Falle die Verbindung mit noch weniger Sauerstoff als im Oxydul, Suboxyd, die aber mit noch mehr Sauerstoff als im Oxyd, Super- oder Ueberoxyd. Beide verhalten sich nicht als Basen, d. h. sie können sich nicht direct mit Säuren zu Salzen verbinden; wohl aber ist dies dann möglich, wenn die Suboxyde soviel Sauerstoff aufnehmen, die Superoxyde aber soviel davon abgeben, dass daraus in dem einen wie in dem anderen Falle Oxyde oder Oxydule entstehen. Von einigen Metallen besitzen die höchsten Oxydationsstufen nicht mehr basische, sondern im Gegentheil saure Eigenschaften (Metallsäuren).

80. Sauerstoffmenge in den Oxyden. Vergleicht man die verschiedenen Mengen von Sauerstoff, die ein und derselbe Körper aufnehmen kann, mit einander, so findet man zwischen ihnen immer ein sehr einfaches Verhältniss, z. B.:

bei	schwefliger Säure und Schwefelsäure	wie	2	zu	3;
„	phosphoriger Säure und Phosphorsäure	„	3	zu	5;
„	Quecksilberoxydul und Oxyd	„	1	zu	2;
„	Eisenoxydul und Oxyd	„	2	zu	3.

Eine ähnliche Einfachheit und Gesetzmässigkeit kommt bei allen übrigen chemischen Verbindungen vor.

81. Sauerstoff aus Braunstein. Die Ueberoxyde geben leicht einen Theil ihres Sauerstoffs ab, wenn man sie allein oder mit gewissen Säuren erhitzt, man kann sie daher zur Gewinnung von Sauerstoff benutzen. Das bekannteste und in der Natur häufig vorkommende Ueberoxyd ist der zum Braunfärben der Töpferglasur allgemein gebräuchliche Braunstein, eine Verbindung des Metalles Mangan mit Sauerstoff. Aus diesem stellt man sich das Sauerstoffgas gewöhnlich im Grossen dar, indem man ihn in eine eiserne Flasche bringt und bis zum Glühen erhitzt. Glüht man den Braunstein allein, so erhält man $1/3$ des darin enthaltenen Sauerstoffs, und Mangan-Oxydul-Oxyd bleibt zurück; glüht man ihn aber unter Zusatz von Schwefelsäure, so gewinnt man die Hälfte des in ihm gebundenen Sauerstoffs, und

der Rückstand in der Flasche wird zu Manganoxydul, welches sich mit der Schwefelsäure zu einem Salze verbindet.

82. Nomenclatur. Der Sauerstoff ist auch eine Universalspeise für alle lebenden Geschöpfe. Jede Luft, die wir einathmen, muss freien Sauerstoff enthalten; fehlt dieser darin, so tritt Erstickung ein. Die Chemiker, welche ihn vor 90 Jahren entdeckten und zuerst rein darstellten, gaben ihm aus diesem Grunde den Namen Lebensluft. Späterhin nannte man ihn auch Feuerluft, weil man fand, dass jede im gewöhnlichen Leben vorkommende Verbrennung ein Oxydationsprocess ist, bei dem sich der Sauerstoff der Luft mit den Bestandtheilen des Brennmaterials verbindet. Das Abkürzungszeichen für Sauerstoff ist O, der erste Buchstabe von Oxygen. Man ist nämlich übereingekommen, die einfachen Körper durch Buchstaben auszudrücken, und zwar durch den ersten Buchstaben ihrer lateinischen Namen, dem, wenn es nöthig, noch der nächste charakteristische Buchstabe beigefügt wird.

83. Ozon. Eine sehr merkwürdige Veränderung erfährt der Sauerstoff, sowohl der reine als der in der atmosphärischen Luft enthaltene, wenn starke elektrische Ströme oder Funken hindurchgeleitet werden. Er nimmt zunächst einen eigenthümlichen phosphorähnlichen Geruch an, denselben, welchen man in der Umgebung einer thätigen Elektrisirmaschine wahrnimmt, oder in Räumen, durch die ein Blitzstrahl geschlagen hat. Weiter aber erlangt er durch diese Behandlung eine solche chemische Stärke, dass er viele Körper bei gewöhnlicher Temperatur oxydirt, mit denen er sich sonst erst unter Zuhülfenahme von Erhitzung oder gar nicht direct verbindet. So oxydirt er blankes Blei zu braunem Superoxyd, so blankes Silber zu schwarzem Superoxyd, so bleicht er, dem Chlor ähnlich, nur langsamer, Pflanzenfarben u. a. m. Seines Geruches wegen hat man demselben den Namen „Ozon", seiner energischen Wirkung wegen den Namen „activer Sauerstoff" gegeben. Durch Erhitzung oder Berührung mit Kohle, Jodkalium und manchen anderen oxydirbaren Körpern verliert das Ozon seine charakteristischen Eigenschaften und wird wieder zu gewöhnlichem Sauerstoff.

Da man auch bei vielen Oxydationen Ozonbildung wahrgenommen hat, so gewinnt es den Anschein, als ob die oxydir-

baren Körper im Stande wären, durch ihre Berührung mit dem gewöhnlichen inactiven Sauerstoff der Luft diesen in den Zustand des activen zu versetzen, der sich dann zum Theil mit ihnen verbindet, zum Theil aber in der atmosphärischen Luft ausbreitet, welcher letzteren, ausser durch die Gewitter, ferner noch durch die lebenden Pflanzen Ozon zugeführt werden soll. Man schreibt daher auch der atmosphärischen Luft einen wechselnden kleinen Ozongehalt zu und hat sich schon vielfach bemüht, das Schwanken desselben durch fortgesetzte ozonometrische Beobachtungen zu bestimmen. Bei dem durch seine leichte Oxydirbarkeit ausgezeichneten Phosphor ist ein Versuch, ozonhaltige Luft zu erzeugen, angegeben (160).

84 **Allotropie.** Man nennt die Fähigkeit mancher Elemente, ganz verschiedene Zustände mit ganz veränderten physikalischen Eigenschaften anzunehmen, Allotropie (*allo* — ungleiche, *tropie* — Beschaffenheit). Der Sauerstoff kann in zwei allotropischen Zuständen oder Modificationen auftreten: a) als gewöhnlicher Sauerstoff, b) als Ozon-Sauerstoff. Mit dem Namen Antozon hat man eine dritte Sauerstoff-Modification bezeichnet, deren Existenz jedoch noch nicht zweifellos erwiesen ist.

Wasserstoff oder Hydrogen (H).

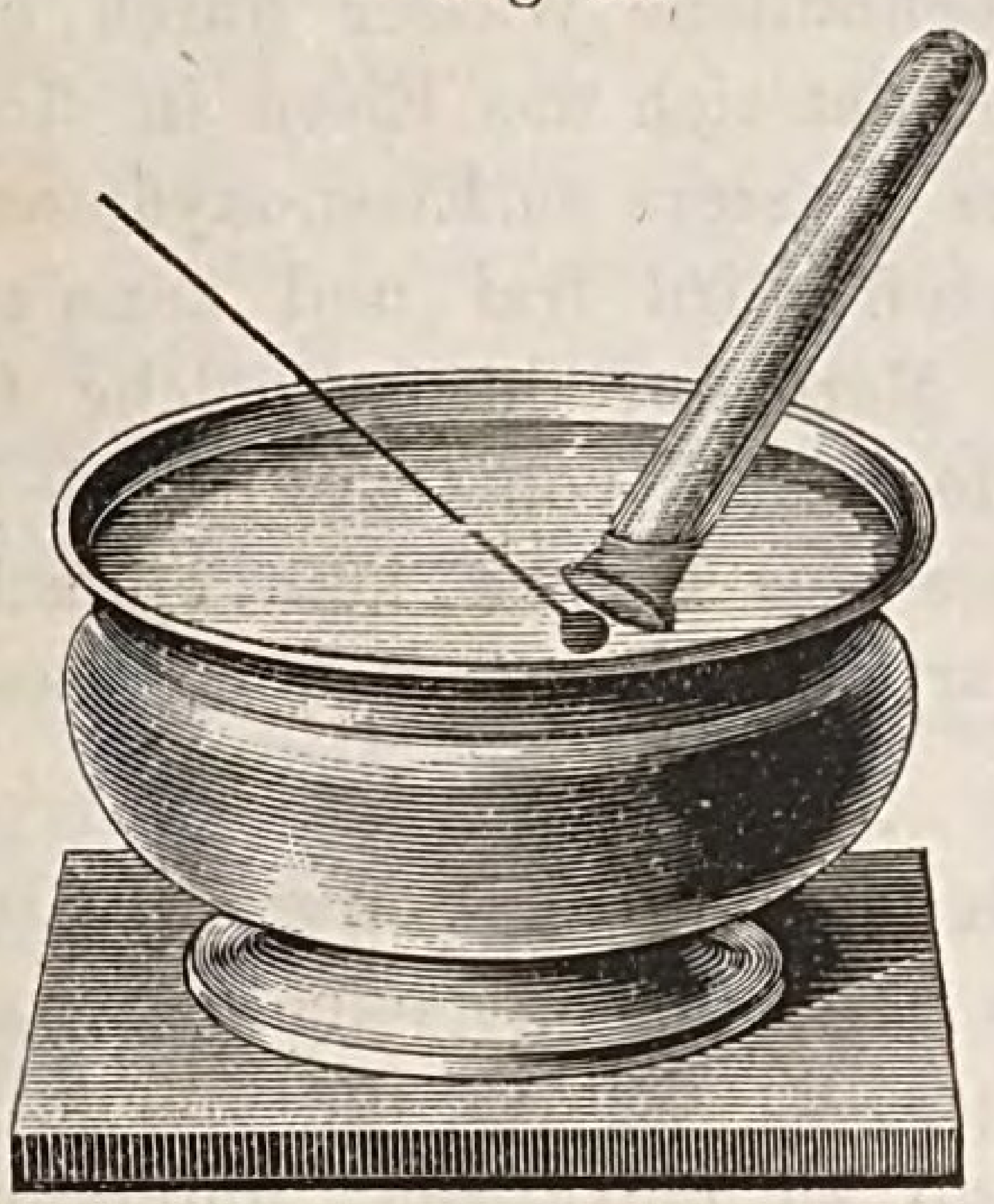
(Aeq.-Gew. = 1. — Specif. Gew. = 0,069.)

— 1766 von Cavendish als eigenthümliche Gasart unterschieden. —

85. **Wasserzersetzung durch Natrium.** *Versuch.* Man kocht Wasser $1/4$ Stunde lang, damit alle darin enthaltene Luft ausgetrieben wird, lässt es kalt werden und füllt dann mit ihm eine Schüssel und ein Probirgläschen an; das letztere wird mit dem Finger verschlossen, umgedreht und erst unter der Oberfläche des Wassers wieder geöffnet. Bringt man jetzt ein linsengrosses Stück Natriummetall, welches man fest an einen Draht angedrückt hat, schnell unter die Oeffnung des Probirgläschens, so löst sich das Metall vom Drahte und steigt, da es leichter ist als Wasser, in dem Gläschen in die Höhe, fährt in kochender Bewegung auf demselben herum und entwickelt dabei aus dem Wasser eine Luftart, welche in wenigen Augenblicken

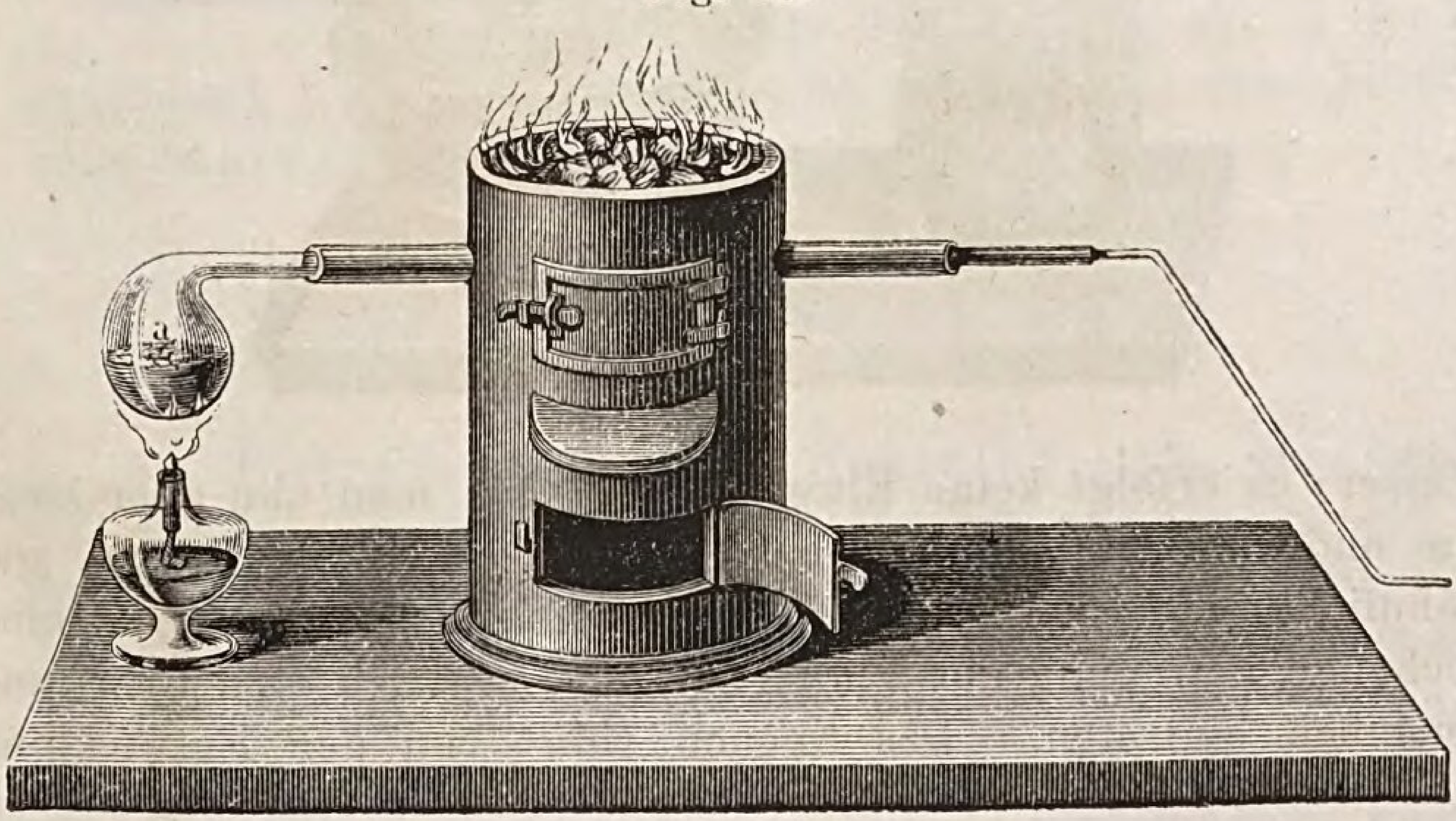
das Wasser aus dem Gläschen heruntertreibt. Diese Luftart ist der zweite Bestandtheil des Wassers und heisst Wasserstoffgas. Aus dem Versuche 69 ist bekannt, dass das Natrium eine sehr grosse Verwandtschaft zum Sauerstoff hat; diese ist so stark, dass das Natrium im Stande ist, dem Wasser seinen Sauerstoff wegzunehmen, wodurch der Wasserstoff desselben in Freiheit gesetzt wird. Man verschliesse das Gläschen wieder mit dem Finger, nehme es aus dem Gefässe und halte ein brennendes Licht darüber: es wird sich an der Oeffnung eine Flamme zeigen; das Wasserstoffgas ist eine brennbare Luftart. Drückt man an die feuchte innere Glaswand einen Streifen von rothem Probirpapier, so nimmt es eine blaue Farbe an; es hat sich hierbei dieselbe Basis, Natriumoxyd, gebildet, wie beim Liegen des Natriums im Sauerstoff oder an der Luft; sie befindet sich in dem Wasser aufgelöst.

Fig 38.



86. Wasserzersetzung durch Eisen. Was das Natrium schon bei gewöhnlicher Temperatur vermag, das vermag das

Fig. 39.

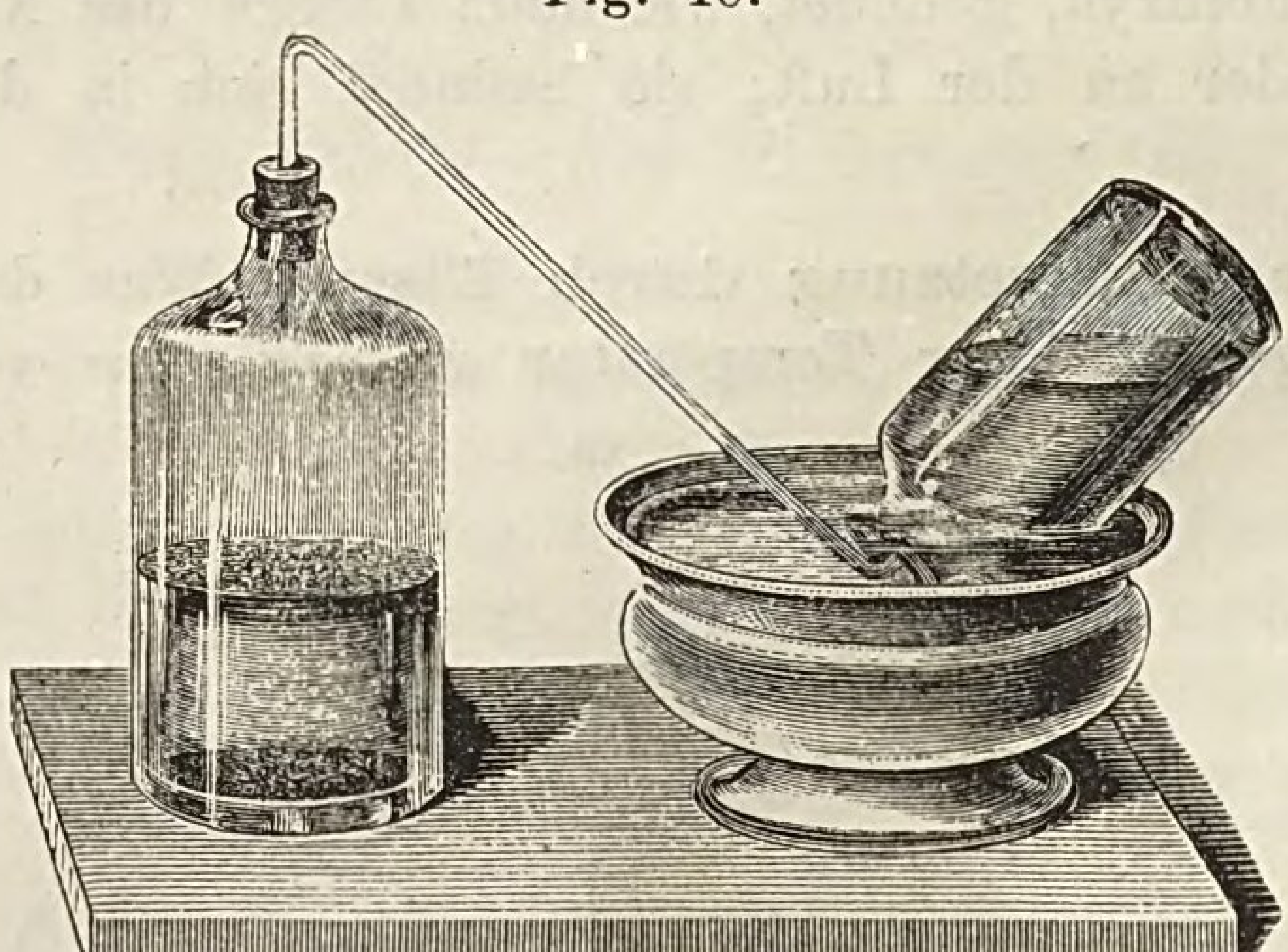


Eisen erst dann, wenn es weissglühend ist. Lässt man durch ein glühendes, eisernes, mit spiralförmig gewundenem Eisendraht angefülltes Rohr, z. B. einen Flintenlauf, Wasserdampf streichen, indem man das in der Retorte *a* befindliche Wasser durch eine Lampe zum Sieden bringt, so verbindet sich das Eisen in dieser hohen Hitze mit dem Sauerstoff des Wassers zu Eisenoxyduloxyd (Hammerschlag), und der Wasserstoff wird frei und kann aufgefangen werden. Dies war die Methode, durch welche Lavoisier vor einigen 80 Jahren die zuerst von Cavendish gemachte Entdeckung bestätigte, dass das Wasser kein einfacher Körper sei, sondern aus zwei Luftarten, Sauerstoff und Wasserstoff, bestehe.

87. Wasserzersetzung durch Eisen und Schwefelsäure. Die Zerlegung des Wassers durch Eisen erfolgt leichter, wenn man dem Eisen einen Alliirten zugesellt, der es in seinem Bestreben, dem Wasser den Sauerstoff zu entreissen, unterstützt. Ein solcher Bundesgenosse ist die Schwefelsäure.

Versuch. Man schütte 10 Grm. Eisenfeilspäne von Schmiedeeisen in eine Flasche und übergiesse sie mit 100 Grm.

Fig. 40.



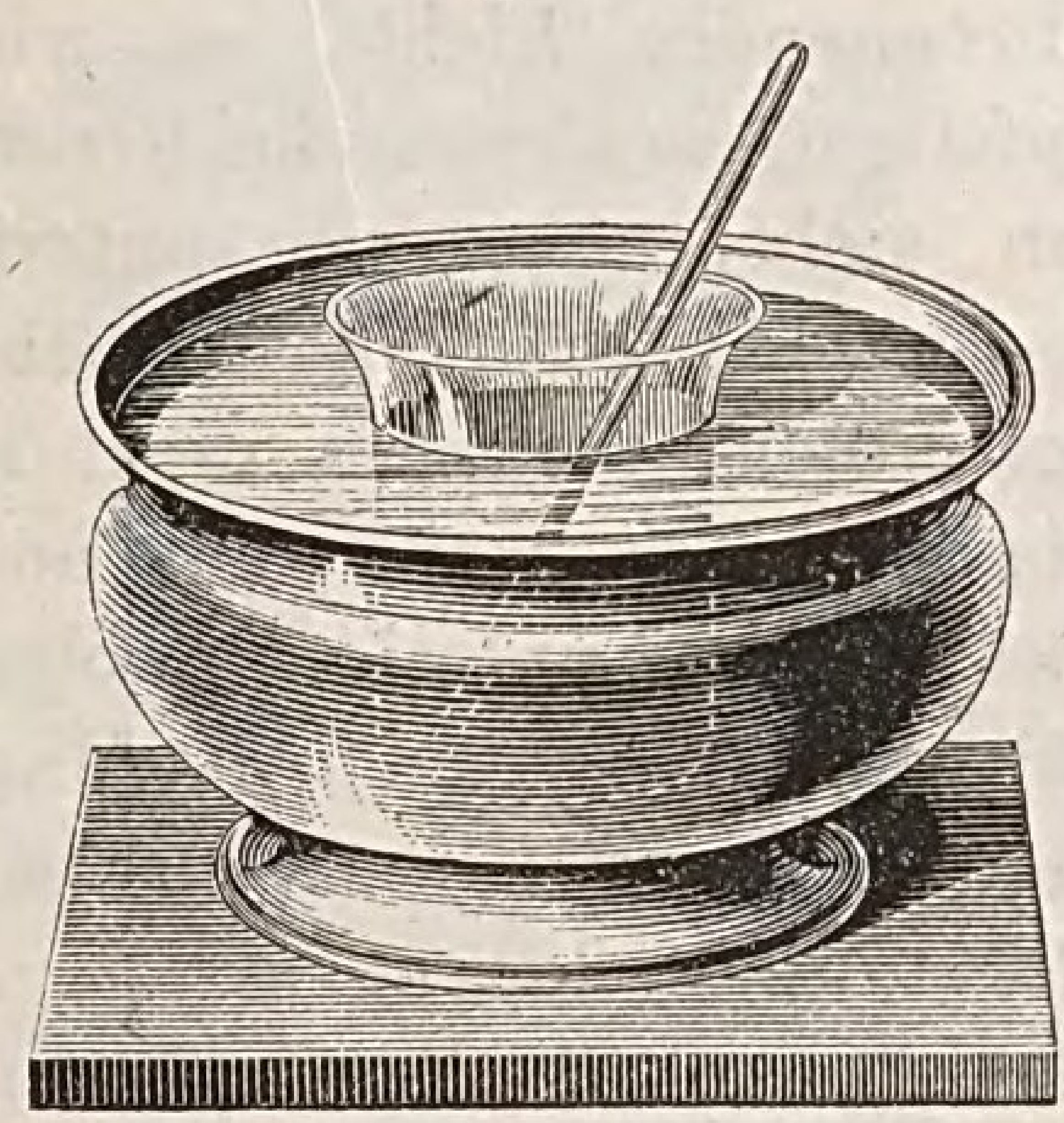
Wasser: es erfolgt keine Einwirkung; setzt man nun aber langsam und unter stetem Umschwenken der Flasche 20 Grm. gewöhnliche englische Schwefelsäure hinzu, so wird bald eine kochende Bewegung der Flüssigkeit und zugleich eine Erhitzung derselben eintreten. Das Kochen rührt von der Entwicklung

einer Luftart her; diese Luftart ist Wasserstoffgas. Nachdem man die Oeffnung der Flasche mit einem durchbohrten Korke, in dem sich eine gebogene Glasröhre befindet, verstopft und die Gasentwicklung 5 Minuten gedauert hat, wird das Gas, wie beim Sauerstoff angegeben, in mit Wasser gefüllten Flaschen mit Hülfe der pneumatischen Wanne aufgefangen.

Es ist eine unerlässliche Vorsicht beim Experimentiren mit Wasserstoff, das Gas nicht eher aufzufangen, bevor nicht die vorher im Glase befindliche Luft vollständig ausgetrieben ist, weil ausserdem leicht Explosionen eintreten können.

88. Mischen von Schwefelsäure und Wasser. *Versuch.* Wenn Schwefelsäure in Wasser gegossen wird, so entsteht immer eine beträchtliche Erhitzung, eine noch viel stärkere, wenn man umgekehrt verfährt, nämlich das Wasser in die Schwefelsäure giesst. Am besten nimmt man dieses Mischen auf folgende Weise vor: 100 Grm. Wasser werden in ein Gefäss gegossen, das man in eine mit Wasser gefüllte Schüssel stellt; nun wägt man 20 Grm. englische Schwefelsäure ab, schüttet diese in einem dünnen Strahle zu dem Wasser, während man das letztere mit einem Glas- oder Porzellanstäbchen ununterbrochen umrührt, und lässt das Gemisch so lange in der Wasserschüssel, bis es völlig erkaltet ist. Man nennt diese Mischung verdünnte Schwefelsäure.

Fig. 41.



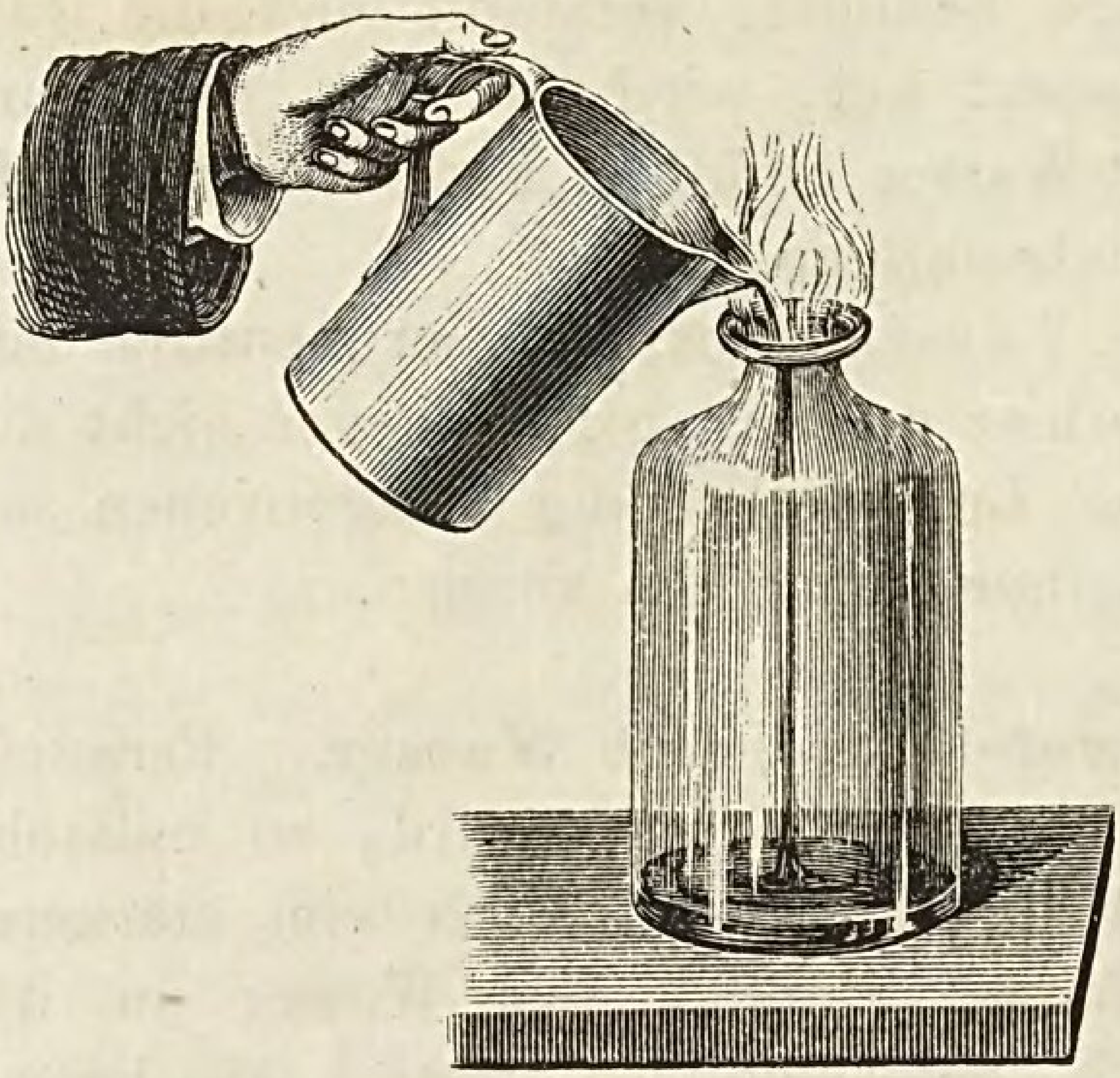
Versuche mit Wasserstoffgas.

89. Eigenschaften. Der Wasserstoff stellt ein farbloses Gas dar, in reinem Zustande ohne Geruch und Geschmack, ausgezeichnet durch seine Brennbarkeit und grosse Leichtigkeit.

Versuch a. Man zünde das in einer Flasche enthaltene Wasserstoffgas an und giesse schnell Wasser in die Flasche: das

Wasser löscht die Flamme keineswegs aus, sondern macht sie vielmehr grösser, weil es das Gas schnell aus der Flasche herausdrängt. Im Innern des Gefässes brennt das Gas nicht, sondern nur ausserhalb desselben, da wo es von der atmosphärischen Luft umgeben ist.

Fig. 42.



Versuch b. Man lasse ein Glas mit Wasserstoffgas einige Minuten offen stehen und halte während dieser Zeit ein leeres Trinkglas darüber; dreht man das letztere sodann schnell um und hält es an ein brennendes Licht, so wird aus demselben eine Flamme mit pfeifendem Geräusche herausschlagen. Das Gas ist, wie man sieht, aus dem unteren Glase in das obere gestiegen, es ist also leichter als gewöhnliche Luft. Das untere Glas darf bei diesem Versuche nicht sogleich mit einem Lichte in Berührung kommen, weil, wenn noch nicht alles Wasserstoffgas heraus ist, eine Explosion erfolgen kann, die das Glas zerschmettert; hält man aber nach 10 Minuten ein Licht darüber oder hinein, so wird man keine brennbare Luft mehr darin finden; sie ist vollständig verflogen.

Das Wasserstoffgas ist die leichteste unter allen Luftarten; $14\frac{1}{2}$ Maass davon wiegen nur so viel als 1 Maass atmosphärische Luft. Wegen dieser Leichtigkeit kann das Wasserstoffgas zum Füllen von Luftballons angewendet werden (Charlièren).

90. Wasserstoff und Platinschwamm. *Versuch* c. Wird auf das Glas, aus dem man sich das Wasserstoffgas rasch entwickeln lässt, statt der gebogenen Glasröhre ein Stück einer Röhre von einer thönernen Tabackspfeife in den Kork gesteckt und das Gas angezündet, so brennt dasselbe in Gestalt einer Kerzenflamme. Zum Anzünden des Gases lässt sich auch, statt eines brennenden Körpers, sehr fein zertheiltes Platinmetall anwenden. Man kann sich dieses in wenigen Minuten darstellen,

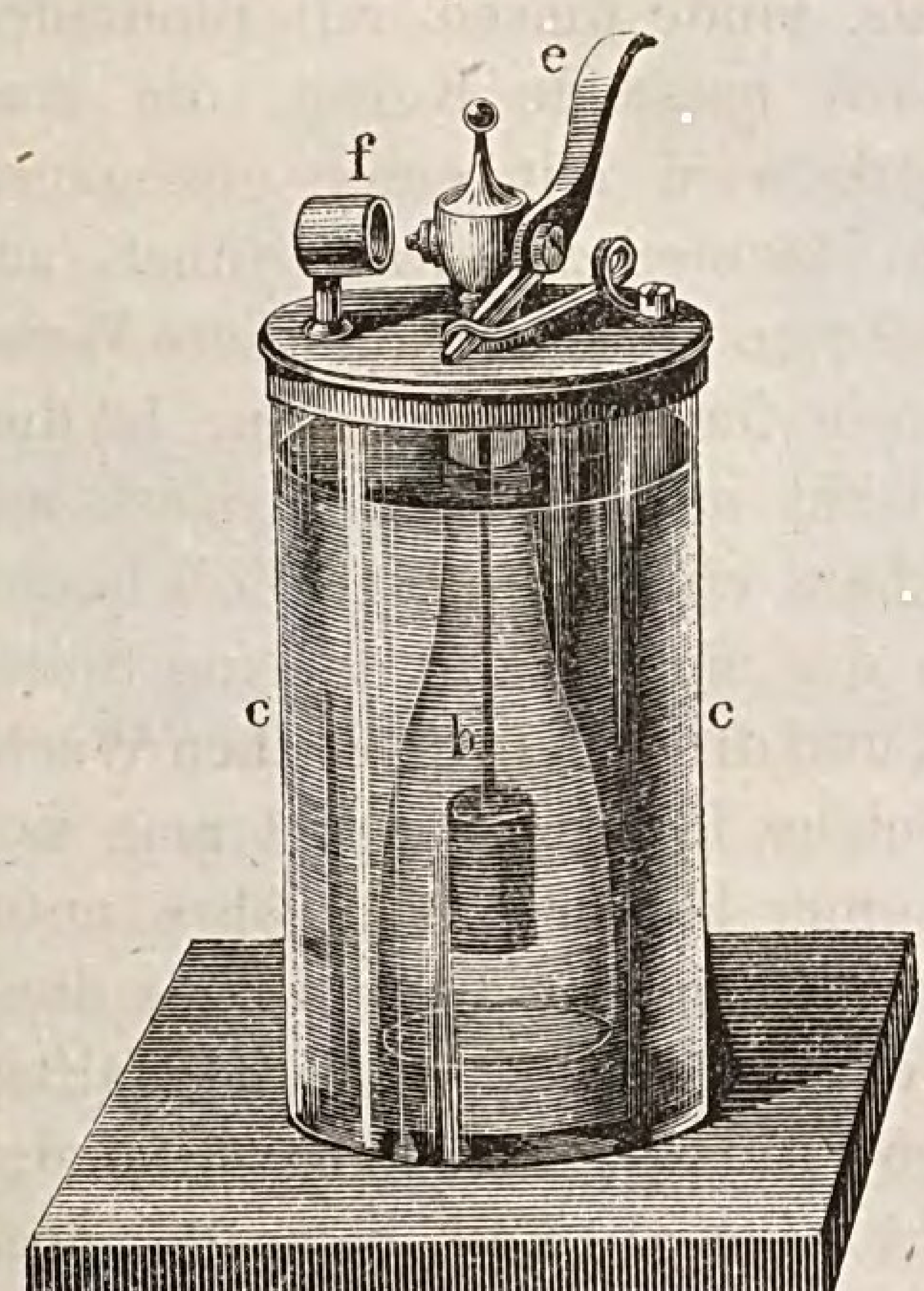
wenn man einige Tropfen Platinlösung auf Fliesspapier tröpfelt, dieses an einen Draht steckt und über einer Weingeistlampe so lange erhitzt, bis nur noch eine graue, zusammenhängende Asche übrig geblieben ist. In der Asche ist das Platin ausserordentlich fein zertheilt und porös, und in diesem Zustande zeigt es die merkwürdige Eigenschaft, im Wasserstoffgase glühend zu werden und dasselbe zu entzünden. Man nennt solches poröses Platin *Platinschwamm* oder oxyphores Platin und wendet es als Zünder bei den bekannten Döbereiner'schen *Wasserstoff-* oder *Platinfeuerzeugen* an.

Fig. 43.



91. Wasserstoff-Feuerzeug. Die hier dargestellte *Zündmaschine* besteht aus einem Glascylinder *b*, Fig. 44, (oder einer Flasche, deren Boden abgesprengt ist), der an der mit dem Hahn *c* versehenen Deckplatte luftdicht festgekittet wird. An einem Draht hängt darin ein Zinkkolben herunter. Wird nun verdünnte Schwefelsäure in das Gefäss *c* gegossen und der Deckel mit dem daran befestigten Cylinder aufgesetzt, indem man zugleich den Hahn öffnet, um die in letzterem enthaltene Luft durch die von unten eintretende Säure verdrängen zu können, so entwickelt sich alsbald durch die Berührung des Zinks mit der Säure Wasserstoffgas, welches sich nach dem Schliessen des Hahnes in dem Cylinder ansammeln und da-

Fig. 44.



durch die Säure in das äussere Gefäss drängen muss, bis sie das Zink nicht mehr berührt. Beim Oeffnen des Hahns *e* strömt das Gas aus der feinen Spitze auf den Platinschwamm *f*, statt des entwichenen Gases aber tritt wieder Schwefelsäure aus dem äusseren Gefässe in das innere und erzeugt von Neuem Wasserstoffgas, so wie sie wieder an das Zink gelangt. Das poröse Platin hat in hohem Grade die Fähigkeit, Sauerstoff einzusaugen und in sich zu verdichten; kommt nun Wasserstoffgas hinzu, so werden diese beiden Gase in den Poren des Platins durch die mächtige Anziehungskraft desselben einander so genähert, dass sie sich chemisch verbinden können; es bildet sich Wasser, und die dabei freiwerdende Wärme reicht hin, um den Platinschwamm oder die Platinasche bis zum Glühen zu erhitzen und das nachfolgende Gas zu entflammen. Durch poröses Platin kann man viele luftförmige Körper zu einer Verbindung zwingen, die sich von freien Stücken durchaus nicht mit einander vereinigen.

92. Hitze beim Verbrennen des Wasserstoffs. Knallgas. *Versuch.* Wie ausserordentlich die Hitze ist, welche sich bei der chemischen Vereinigung von Sauerstoff und Wasserstoff entwickelt, wird der folgende Versuch zeigen. In die Oeffnung einer grossen Schweinsblase, die man, um sie geschmeidig zu machen, etwas angefeuchtet hat, stecke man den von einem Fläschchen abgeschlagenen Glashals, binde diesen mit Bindfaden recht fest und suche sich zwei dazu passende Korke, die man nachher durchbohrt. Der eine Kork wird mit einer gebogenen Glasröhre verbunden, die zu einem kleinen Apparate führt, aus dem man Sauerstoffgas entwickelt (60), so dass man auf diese Weise die Blase leicht mit diesem Gase anfüllen kann. Ist dies geschehen, so vertauscht man den ersten Kork mit dem zweiten, in welchem ein nur einige Zoll langes Glasröhrchen, das an der einen Seite in eine Spitze ausgeht, eingepasst ist, und drückt ein Stückchen Wachs auf die Oeffnung. Solche Röhren bereitet man sich leicht durch Erhitzen einer längeren Glasröhre unter stetem Drehen in einer Weingeistflamme, bis diese so weich geworden, dass man sie in zwei Hälften ausziehen kann. Den dünnen in einem Glasfaden endenden Theil bricht man ab und hält ihn noch einige Augenblicke ins Feuer, damit die scharfen Kanten der

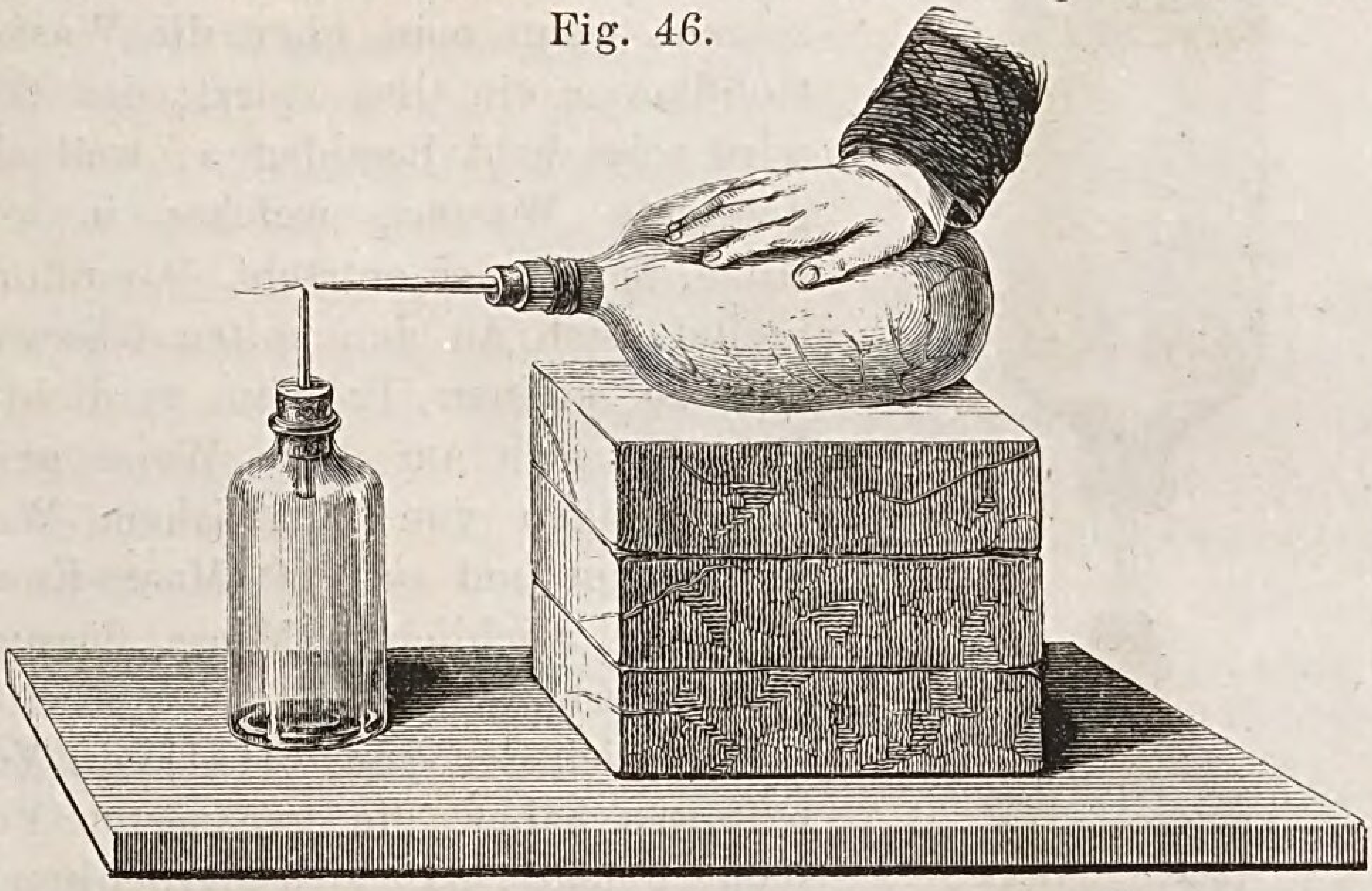
Fig. 45.



entstandenen feinen Oeffnung durch angehendes Schmelzen abgestumpft werden. Bequemer, aber freilich etwas theurer ist's, wenn man statt der angegebenen Vorrichtung einen kleinen, mit einer angeschraubten Spitze versehenen Messinghahn in die Mündung der Blase einbindet.

Die so vorgerichtete und mit Sauerstoff gefüllte Blase legt man nun auf Ziegelsteine, in der Höhe, dass die Spitze der Glasröhre gerade bis zu der Wasserstoffflamme reicht, die man auf die im vorigen Versuche angegebene Weise erzeugt. Drückt man die Blase mit der Hand, so muss das Sauerstoffgas ausströmen; es bläst in die Wasserstoffflamme, welche dadurch zur Seite getrieben wird. Diese Flamme leuchtet nur schwach, schwächer sogar als vorher; dessenungeachtet steckt in ihr die grösste Hitze, welche man bis jetzt kennt. Man halte einen feinen Draht von Platin, einem Metalle, welches in dem heftigsten Ofenfeuer nicht flüssig wird, in die Flamme: er schmilzt wie Wachs; man halte ein oben zu einem dünnen Stäbchen geschabtes Stück

Fig. 46.



Kreide in dieselbe: es wird so glühend, dass es das blendendste Licht ausstrahlt (Siderallicht). Eine feine Uhrfeder oder ein dünner Eisendraht verbrennt darin mit glänzendem Funkensprühen, wie im Sauerstoffgase (70). Woher kommt aber diese gewaltige Hitze? Sie ist eine Folge der heftigen, energischen, chemischen Verbindung zweier Stoffe mit einander. **Bei jeder chemischen Vereinigung wird Wärme frei.**

Wollte man Wasserstoff und Sauerstoff vorher mit einander mengen und nachher anzünden, so würde das ganze Gemenge sich auf einmal verbinden, und zwar unter dem heftigsten Knall und gewaltsamer Zertrümmerung des Gefässes. Man nennt deswegen ein solches Gemenge Knallgas. Der eben beschriebene Apparat, bei dem eine Gefahr nicht zu befürchten ist, weil das Knallgas erst an dem Punkte, wo der Sauerstoff in die Wasserstoffflamme strömt, und auch hier nur in sehr kleinen Mengen auf einmal gebildet wird, ist ein Knallgasgebläse im Kleinen. Knallgas kann hiernach angesehen werden als chemisch zersetztes Wasser, Wasser aber als chemisch verbundenes Knallgas.

93. Bildung und Zusammensetzung des Wassers. *Versuch.* Dass wirklich Wasser gebildet wird, wenn Wasserstoff verbrennt oder, was dasselbe ist, wenn sich Wasserstoff mit Sauerstoff chemisch verbindet, lässt sich leicht zeigen, wenn man über die Wasserstoffflamme ein Glas stürzt; das Glas wird sehr bald beschlagen, weil das gebildete Wasser, welches in der Hitze, bei der es entsteht, Dampfform besitzt, sich an den kalten Glaswänden zu kleinen Tropfen verdichtet. Man hat sich auf diese Weise grössere Mengen von künstlichem Wasser erzeugt und aus 3000 Maass Knallgas ein reichliches Maass flüssiges Wasser erhalten.

Fig. 47.



Bezüglich der quantitativen Verhältnisse haben die genauesten Versuche gelehrt, dass sich hierbei immer 2 Maass Wasserstoff mit 1 Maass Sauerstoff vereinigen, also gerade dieselben Quantitäten, welche bei der Zerlegung des Wassers durch Galvanismus (56) erhalten werden. Aus 2 Maass Wasserstoff und 1 Maass Sauerstoff entstehen aber nicht 3 Maass

Wasserdampf, sondern nur 2 Maass; die beiden Gasarten verdichten sich also bei ihrer chemischen Verbindung um $1/3$.

Das Wasser oder Wasserstoffoxyd (HO) besteht also, wie die Zersetzung (Analyse) und Wiederzusammensetzung (Synthese) desselben unwiderleglich bewiesen hat,

dem Volumen nach:	dem Gewichte nach:
aus 1 Mss. Sauerstoff	aus 8 Theilen Sauerstoff
und 2 Mss. Wasserstoff;	und 1 Theil Wasserstoff;
diese geben 2 Mss. Wasserdampf;	diese geben 9 Gewthle. Wasser.

Die grosse Verschiedenheit der Zahlen für Maasse und der Gewichtszahlen erklärt sich dadurch, dass 1 Maass Wasserstoff 16mal weniger wiegt als 1 Maass Sauerstoff.

Wegen der Eigenschaft des Wasserstoffs, mit Sauerstoff vereinigt Wasser zu bilden, hat man ihm den Namen Hydrogen (Wassererzeuger) gegeben; sein chemisches Zeichen ist hiernach = H.

94 **Wasserstoffüberoxyd** (HO_2). Das Wasser lässt sich auf Umwegen noch mit 1 Aeq. Sauerstoff verbinden. Die Verbindung enthält also dem Gewichte nach auf 1 Thl. Wasserstoff 16 Thle. Sauerstoff und stellt eine dickliche, in keiner Kälte gefrierende Flüssigkeit von eigenthümlichem Geruch und Geschmack dar. Das zweite Aequivalent Sauerstoff ist darin weit weniger fest gebunden als das erste, daher zerfällt das Wasserstoffüberoxyd äusserst leicht, schon durch blosses Erhitzen, in Wasser und freien, ozonähnlichen Sauerstoff. Vermöge des letzteren wirkt es kräftig oxydirend, bleicht es die Pflanzenfarben u. a. m. Sehr auffällig ist es, dass manche feinpulverige Metalle und Metalloxyde jenes Zerfallen bewirken, ohne dass sie sich mit dem entweichenden Sauerstoff verbinden oder sonst eine Veränderung erleiden.

Man bezeichnet diese eigenthümliche, noch nicht zu erklärende Wirkungsweise, bei der gewisse Körper Zersetzungen hervorrufen, ohne dass sie selbst dabei eine Verbindung eingehen oder eine Zersetzung erfahren, mit dem Namen: Wirkung durch Contact (Berührung), oder Wirkung durch Katalyse (Umwandlungskraft).

95. **Chemische Zeichen und Formeln.** Die chemischen Zeichen, die, wie schon erwähnt, aus den Anfangsbuchstaben

der lateinischen Namen der Elemente gebildet werden, bieten nicht nur eine sehr bequeme und einfache Bezeichnungsweise der Elemente dar, sondern drücken zugleich auch eine fest bestimmte Gewichtsmenge der letzteren aus, nämlich diejenige, welche bei der Ueberschrift jedes Abschnittes unter der Benennung Aequivalent-Gewicht aufgeführt ist. O bedeutet demnach nicht bloss Sauerstoff, sondern immer 8 Gewichtstheile (Pfunde, Gramme etc.) davon; H nicht bloss Wasserstoff, sondern 1 Gewichtstheil davon etc. Sind zwei Elemente mit einander vereinigt, so deutet man dies durch Nebeneinandersetzung ihrer Zeichen an; HO z. B. ist die Formel für Wasser; aus dieser ersehen wir nicht nur, dass das Wasser aus Wasserstoff und Sauerstoff besteht, sondern auch, dass in ihm immer 1 Gewichtstheil Wasserstoff (1 Aeq. H) mit 8 Gewichtstheilen Sauerstoff (1 Aeq. O) verbunden ist. Bei den zusammengesetzteren Verbindungen trennt man die einzelnen Glieder durch ein Komma oder aber durch das + Zeichen von einander, wie dies in den folgenden Abschnitten von selbst klar werden wird. Die bei den Formeln unterhalb der Buchstaben vorkommenden kleineren Zahlen beziehen sich immer nur auf das chemische Zeichen, an dessen Fusse sie stehen, die grösseren vor den letzteren stehenden aber auf alle Buchstaben bis zum nächsten Komma oder + Zeichen. H_2 bedeutet demnach 2 Aeq. Wasserstoff; H_3 3 Aeq.; 2 HO dagegen bedeutet 2 Aeq. Wasser, also 2 Aeq. Wasserstoff und 2 Aeq. Sauerstoff u. s. w. Es ist jedem Anfänger aufs Dringendste anzurathen, sich mit dieser so überaus fasslichen und anschaulichen Zeichensprache recht vertraut zu machen.

96. Chemischer Vorgang bei Versuch 87. Es ist nun noch übrig, die Veränderung zu betrachten, welche das Eisen erfahren hat, während es mit Hülfe der Schwefelsäure das Wasser zerlegte und Wasserstoff aus ihm frei machte.

Versuch. Man schüttet den Inhalt des Glases (von Versuch 87.) in eine Porzellanschale, erhitzt ihn darin bis zum Kochen und filtrirt: in dem Filtrum wird ein schwarzer Rückstand bleiben, der hauptsächlich aus Kohle besteht, welche in dem Eisen enthalten war; das Eisen selbst ist verschwunden, es ist aufgelöst worden, und befindet sich in der durchgelaufenen Flüssigkeit, aber nicht mehr als Eisen, sondern als Eisensalz, wel-

ches sich beim Erkalten in grünen, durchsichtigen Krystallen ausscheidet. Die Bildung desselben erklärt sich aus folgendem Schema:

Wasser = Sauerstoff und Wasserstoff
Eisen ⟶ = Eisenoxydul
Schwefelsäure ⟶ = Eisensalz.

Das Eisensalz erhält sonach den Namen schwefelsaures Eisenoxydul (mit Krystallwasser); im gewöhnlichen Leben ist es unter der Benennung *Eisenvitriol* oder Kupferwasser bekannt. Eisen und Schwefelsäure können sich nicht mit einander verbinden, denn es gilt in der unorganischen Chemie als eine Regel, gegen die nur wenige Ausnahmen vorkommen, dass *sich einfache Körper gewöhnlich nur mit einfachen, zusammengesetzte nur mit zusammengesetzten verbinden*; wohl aber kann eine Verbindung erfolgen, wenn das Eisen sich oxydirt und dadurch zu einem zusammengesetzten Körper wird. Den zur Oxydation erforderlichen Sauerstoff findet es hier im Wasser, allein es ist nicht stark genug, um dem Wasser den Sauerstoff zu entreissen; hilft aber die Schwefelsäure mit, welche starke Lust (Verwandtschaft) hat, sich mit einer Basis zu vereinigen, so sind *beide zusammen* im Stande, das Wasser zu überwältigen, und es entsteht eine Basis (Eisenoxydul), die sogleich an die Schwefelsäure tritt. Der abgeschiedene Wasserstoff nimmt Luftform an und entweicht. Man nennt diese Art von Verwandtschaft eine *prädisponirende*.

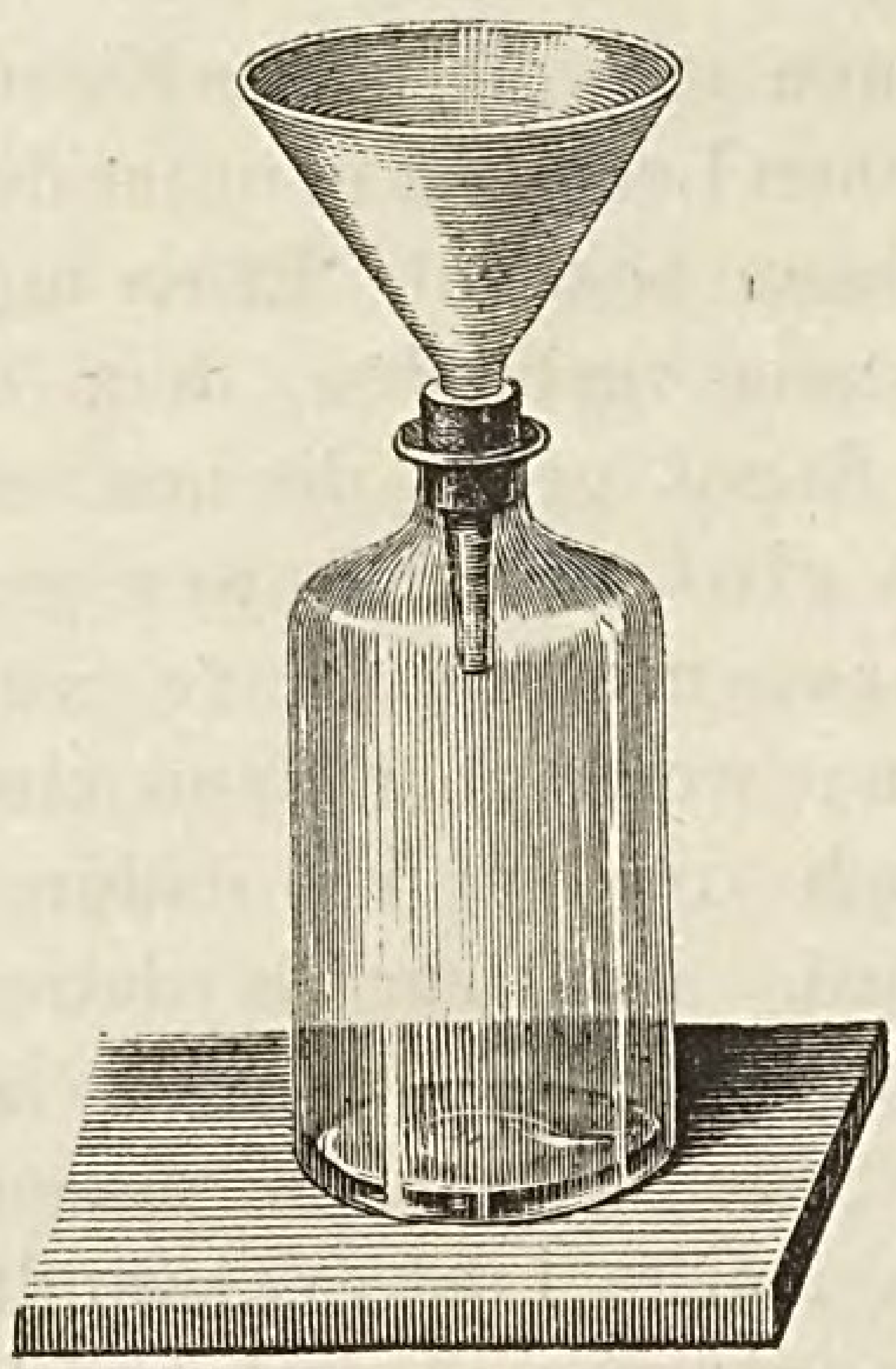
Statt des Eisens wird auch häufig *Zink* zur Darstellung von Wasserstoff angewendet.

Atmosphärische Luft.

97. Unsere Erdkugel ist ringsum, wie mit einem Mantel, von Luft umgeben; man nennt diesen Mantel *Atmosphäre* oder Dunstkugel und glaubt, dass er ungefähr 10 Meilen über die feste Erde hinausrage. Die atmosphärische Luft besitzt keine Farbe und ist durchsichtig, wir können sie daher mit unseren Augen nicht sehen; ihre Theilchen sind ferner so leicht gegen

einander verschiebbar, dass wir sie nicht mit den Händen zu greifen oder festzuhalten vermögen. Man kann indess sehr leicht wahrnehmen, dass sie etwas Körperliches ist und jeden Raum ausfüllt, den man im gewöhnlichen Sprachgebrauche leer nennt, wenn man einen Trichter mit so viel angefeuchteten Papierstreifen umwickelt, dass er beim Aufsetzen auf eine Flasche den Hals der letzteren recht genau verschliesst. Füllt man jetzt den Trichter mit Wasser an, so läuft dieses nicht in die Flasche, denn die in der letzteren enthaltene Luft lässt es nicht hinein; hebt man aber den Trichter etwas in die Höhe, so stürzt das schwerere Wasser sogleich in die Flasche, da nun die leichtere Luft aus ihr entweichen kann. Auch durch Wägen kann man finden, dass ein scheinbar leeres, d. i. nur Luft enthaltendes Gefäss mehr wiegt als ein wirklich leeres, aus dem man die Luft herausgepumpt hat. Sie ist aber so leicht, dass 800 Maass Luft nur so viel wiegen als 1 Maass Wasser; dessenungeachtet aber drückt sie mit sehr grosser Gewalt auf die Erde und Alles was auf ihr ist. Diesen Druck bemerken wir jedoch nur dann, wenn die Luft an einer Stelle weggenommen wird und dadurch ein einseitiger Druck (ohne Gegendruck) entsteht.

Fig. 48.

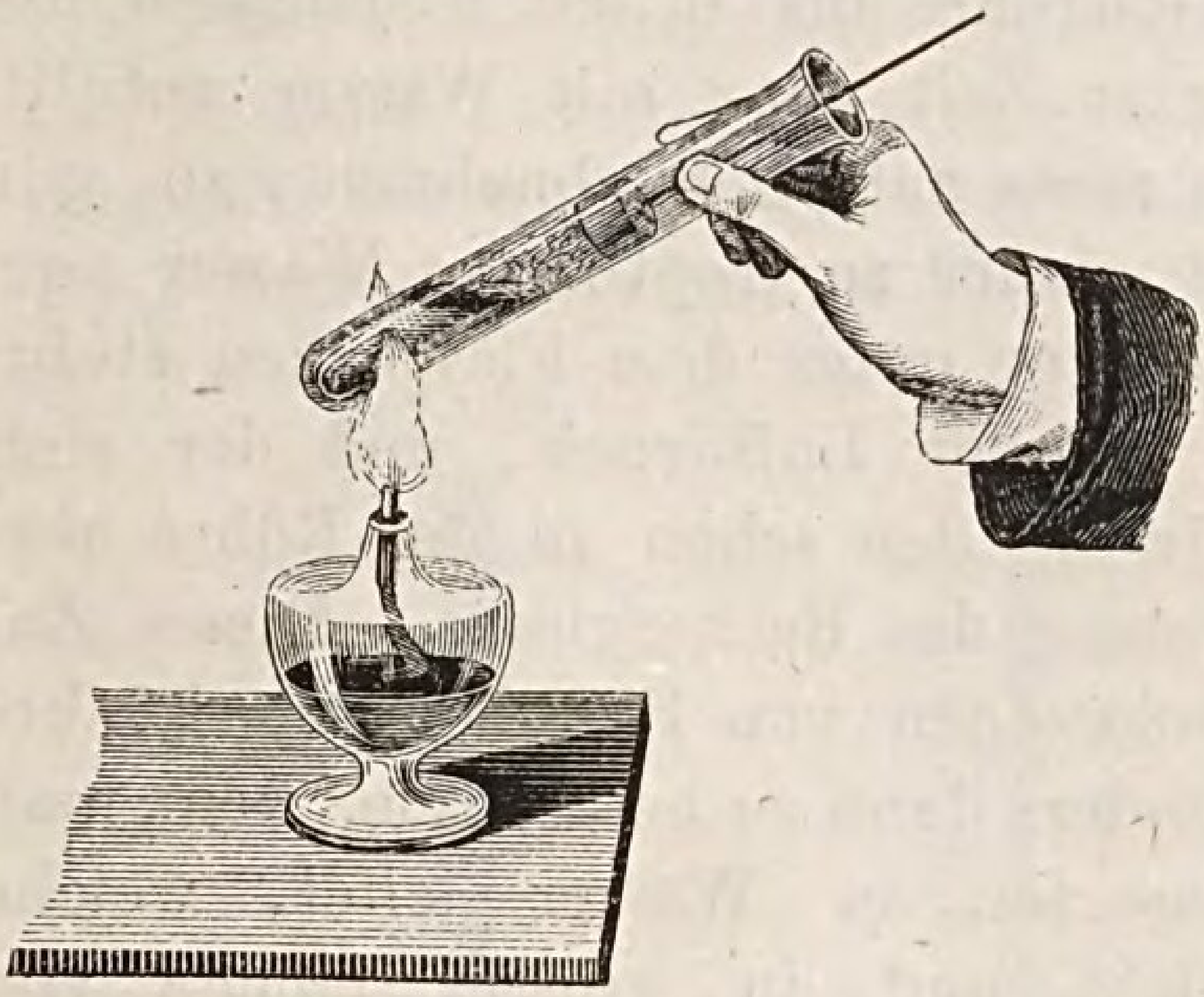


Druck der Luft.

98. Einseitiger Luftdruck. *Versuch.* Man umwickle einen Holzstab an dem einen Ende mit Werg, das man mit Talg bestrichen hat, so dass ein Stempel entsteht, der etwas streng in ein starkwandiges Probirgläschen passt. In dem Probirgläschen bringt man etwas Wasser zum Kochen und setzt, wenn die Luft durch den gebildeten Wasserdampf aus demselben herausgetrieben, mithin durch diese Austreibung ein luftleerer Raum entstanden ist, den Stempel auf: er wird beim Erkalten des Gefässes bis auf die Oberfläche des Wassers herabgedrückt werden.

Durch Erhitzen wird er von dem sich neu erzeugenden Wasserdampf in die Höhe getrieben, durch Eintauchen in kaltes Wasser wieder heruntergeschoben. In Folge der Abkühlung entsteht nämlich ein leerer Raum, indem sich der das ganze Rohr erfüllende Dampf wieder zu Wasser verdichtet, wodurch natürlich der Gegendruck gegen das Gewicht der äusseren Luft aufgehoben wird; die letztere drückt demnach den Stempel nieder. Auf ganz gleiche Weise wird bei manchen Dampfmaschinen der Kolben im Cylinder auf- und abbewegt.

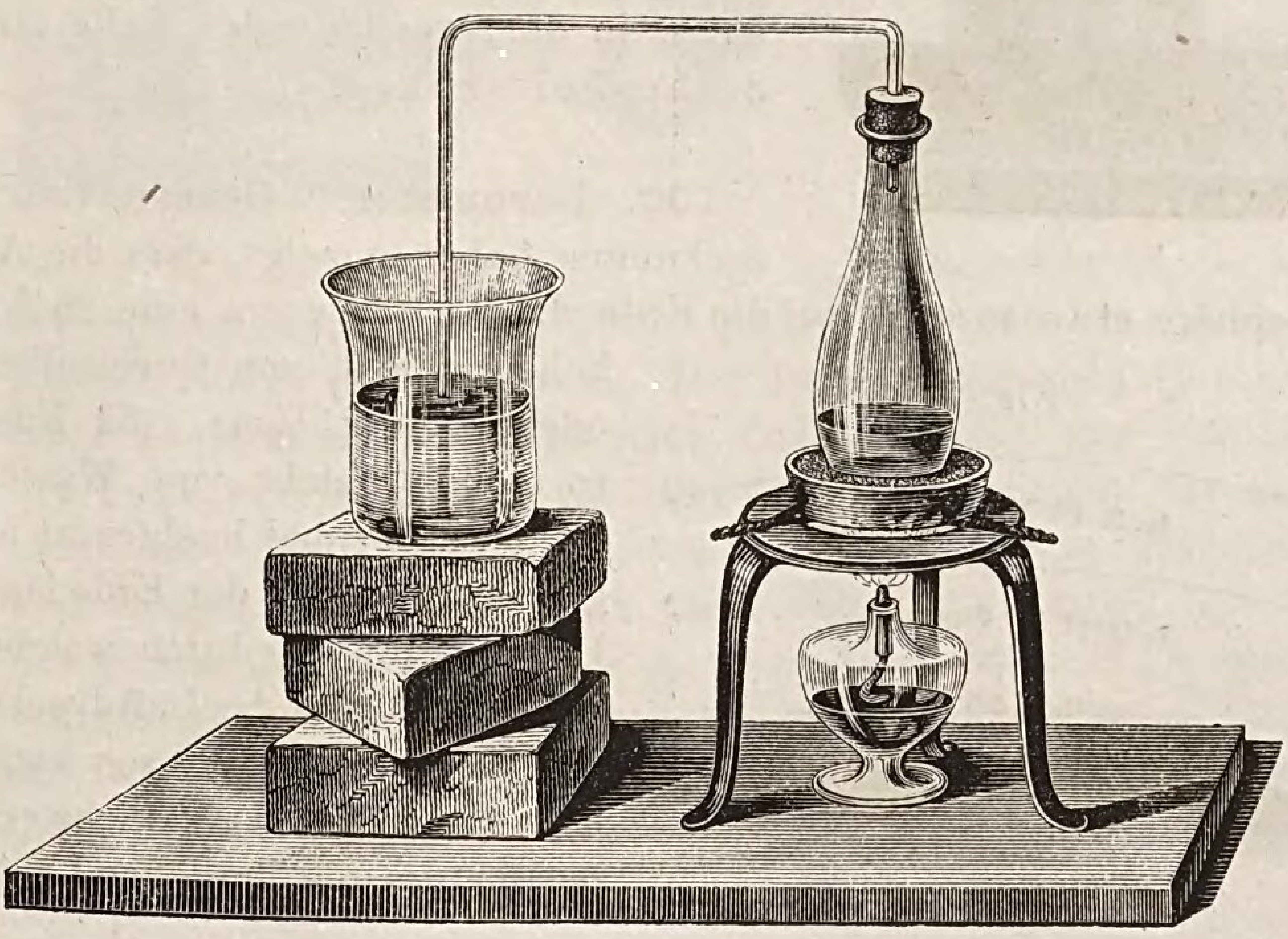
Fig. 49.



99. Zurücksteigen von Flüssigkeiten. Der einseitige Luftdruck kann bei vielen chemischen Operationen ein Auf- und Zurücksteigen von Flüssigkeiten in Röhren veranlassen.

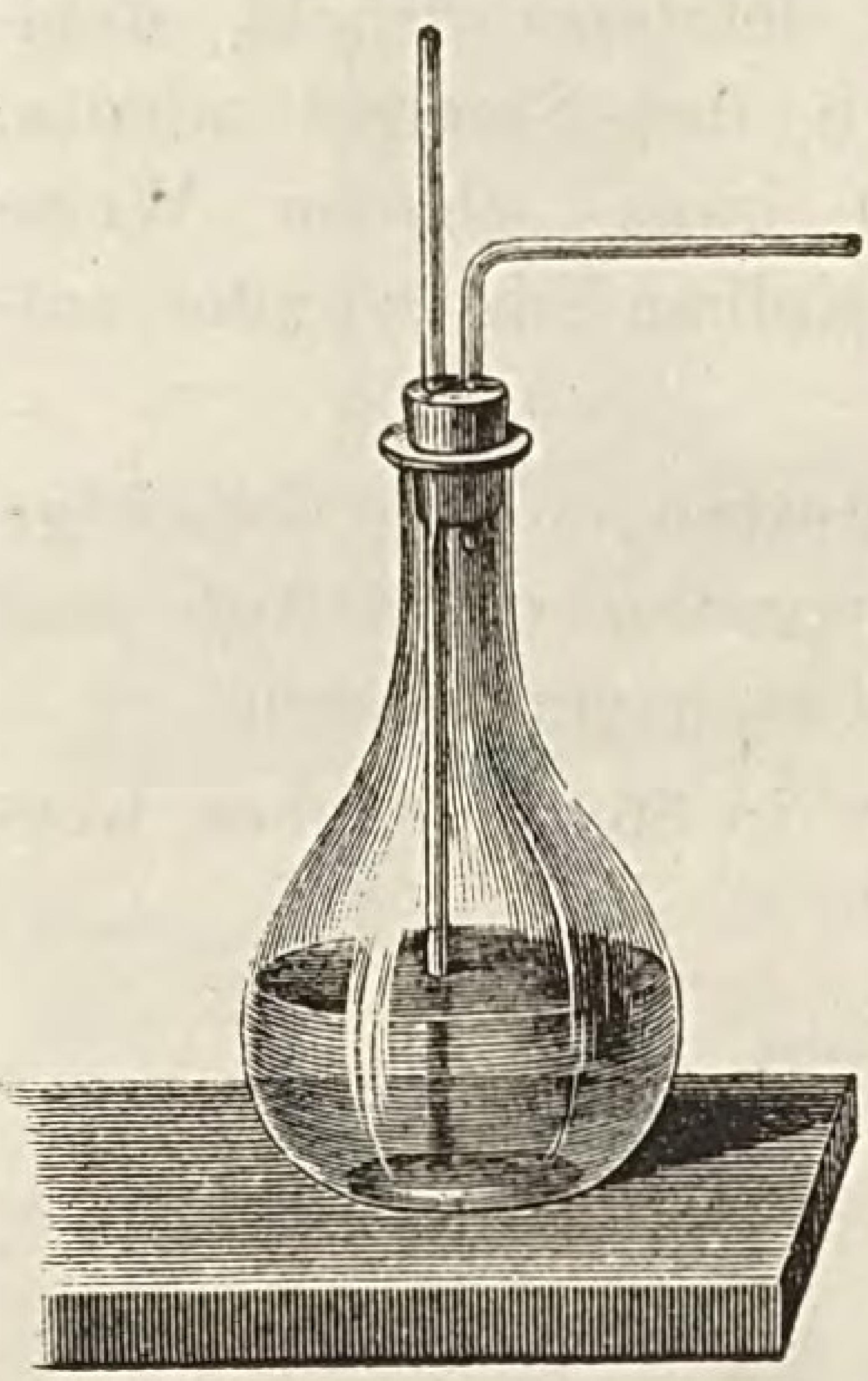
Versuch. Bringt man Wasser, wie es in 36. angegeben wor-

Fig. 50.



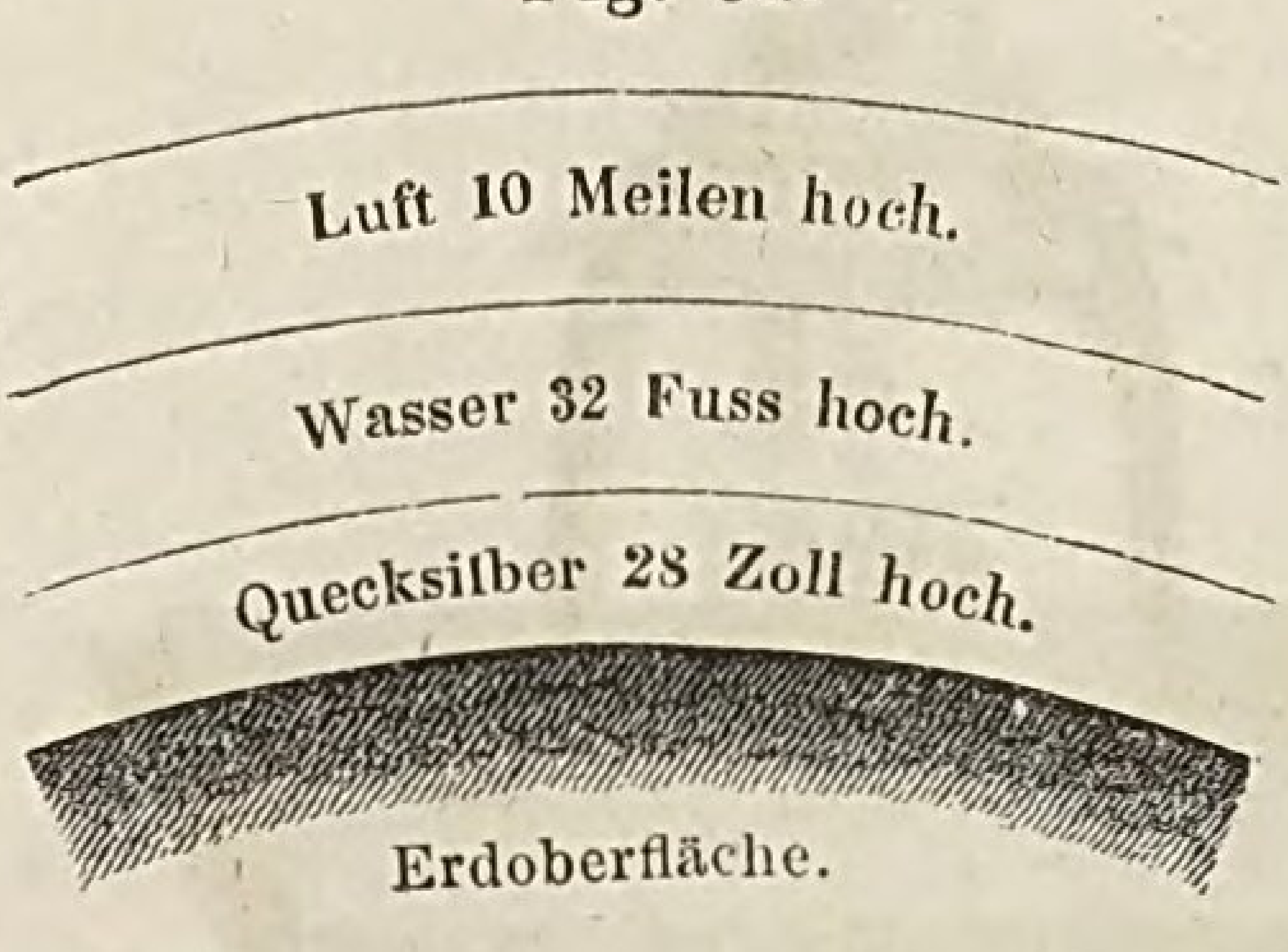
den ist, durch Dampf zum Kochen und entfernt während des Kochens die Lampe, so wird der auf die Oberfläche des Wassers im Becherglase wirkende Druck der Luft das darin befindliche Wasser sehr bald durch die Glasröhre bis in das Kochfläschchen drücken, welches sich in kurzer Zeit ganz mit Wasser anfüllt. Der Gegendruck des Dampfes muss natürlich abnehmen, so wie der Dampf sich abkühlen und wieder zu tropfbarem Wasser verdichten kann. So lange die Lampe unter dem Fläschchen steht, ist der Dampfdruck stärker als der Luftdruck, und der sich immer neu bildende Dampf drängt den schon in der Röhre enthaltenen vorwärts in das Wasser des Becherglases. Dieses Zurücksteigen von Flüssigkeiten ist besonders dann zu befürchten, wenn man Gasarten in Wasser leitet, welche leicht und in grosser Menge von demselben verschluckt werden. Man verhindert es, wenn man durch den Kork eine zweite lange oben und unten offene Glasröhre bis auf den Boden des Kochfläschchens gehen lässt, durch welche beim Nachlassen des Dampfdruckes Luft in das Fläschchen eindringen kann. Eine solche Röhre heisst in dem vorliegenden Falle eine Sicherheitsröhre.

Fig. 51.



100. Barometer. Genaue Untersuchungen haben gezeigt, dass die Atmosphäre etwa so stark auf die Erde drückt, als wenn eine 28 Zoll hohe Schicht von Quecksilber, oder eine $13^1/_2$mal (32 Fuss) so hohe Schicht von Wasser, welches $13^1/_2$mal leichter ist als Quecksilber, auf der Erde läge. Das Instrument, durch welches man die Stärke des Luftdruckes beobachten und messen kann, heisst Barometer (Schweremesser), im gewöhnlichen Leben

Fig. 52.



Wetterglas. Füllt man eine 30 Zoll lange, an dem einen Ende zugeschmolzene Glasröhre mit Quecksilber und taucht sie dann, indem man sie mit dem Finger zuhält und umdreht, in ein Gefäss mit Quecksilber, so läuft das Quecksilber, wenn man den Finger wegzieht, nicht heraus, sondern es fällt nur um einige Zoll, ungefähr bis *s* (Fig. 53). Die Höhe der Quecksilbersäule von *ab* bis *s* beträgt ungefähr 28 Zoll. Der Grund, warum das Quecksilber nicht herabsinkt, liegt in dem einseitigen Luftdruck; die äussere Luft (die Atmosphäre) drückt nämlich nur auf das Quecksilber bei *a b*, nicht aber bei *s*, da die Röhre oben verschlossen ist. Die in der Röhre befindliche Quecksilbersäule ist als ein Gegengewicht gegen den atmosphärischen Luftdruck zu betrachten, und wir schliessen daraus, dass der letztere gerade so stark auf der Erde lastet, als eine 28 Zoll hohe Schicht von Quecksilber lasten würde. Oeffnete man die Röhre oben, so würde der Luftdruck auf beiden Seiten gleich sein und das Quecksilber aus der Röhre herausfliessen. Der Raum über dem Quecksilber bei *s* ist luftleer; er heisst nach dem Erfinder des Barometers die Toricelli'sche Leere. Bei den gewöhnlichen Barometern biegt man die Röhre unten um und versieht sie daselbst mit einer Kugel. Diese Kugel ist oben offen und vertritt die Stelle des Quecksilbergefässes in Fig. 53. Auch hier findet ein einseitiger Luftdruck statt, denn die Atmosphäre kann nur auf das in der Kugel befindliche Quecksilber drücken. Die Höhe von 0 bis zu dem oberen Stande des Quecksilbers beträgt gleichfalls ungefähr 28 Zoll.

Fig. 53.

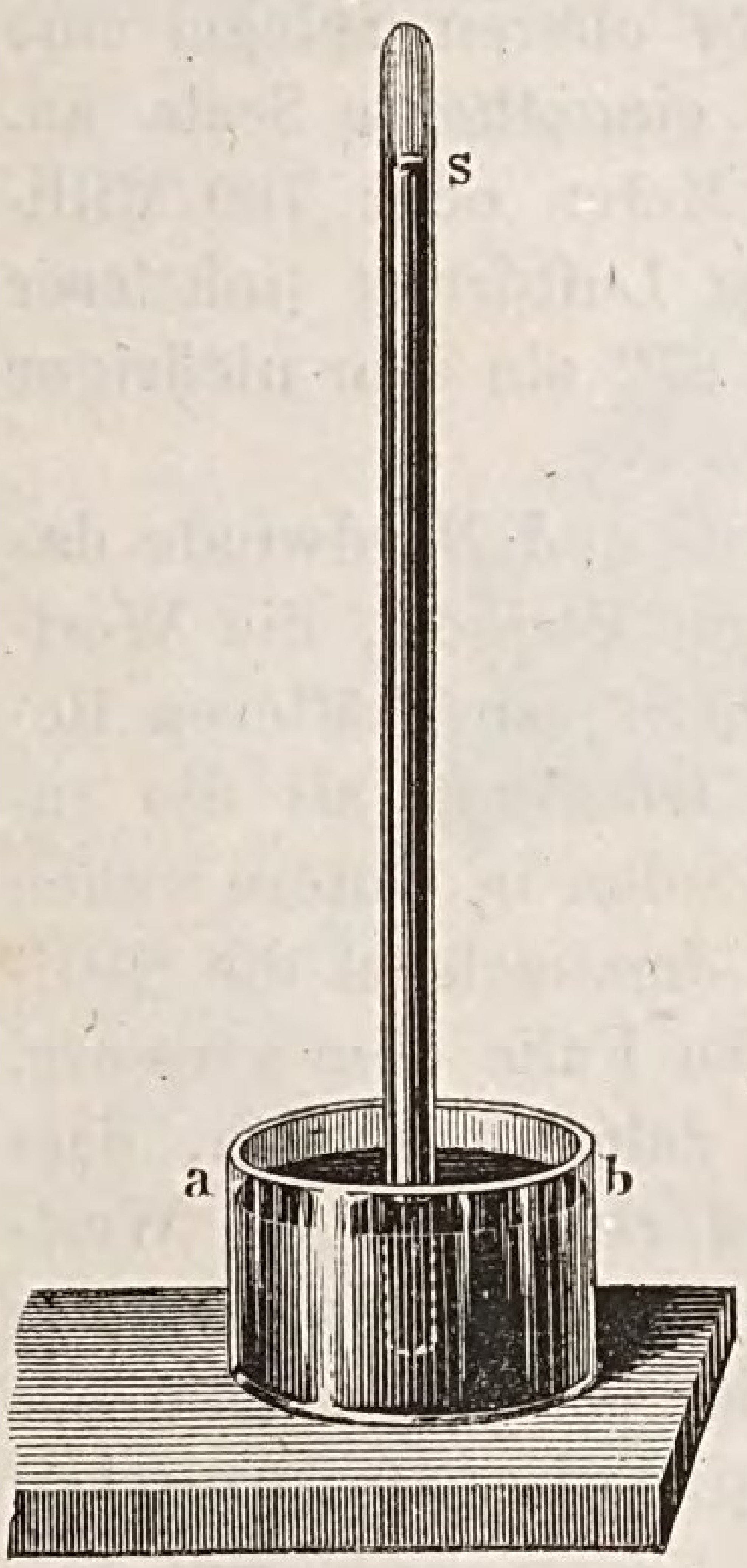


Fig. 54.



Legen wir bei einer Wage auf die eine Schale Gewichte zu, so wird die andere Schale steigen; nehmen wir Gewichte von der ersteren weg, so wird die zweite sinken. Genau dasselbe geschieht beim Barometer. Wird die Luft dichter oder schwerer, so drückt sie das Quecksilber höher hinauf und das Barometer steigt; wird sie dagegen dünner und leichter, so drückt sie schwächer auf die offene Kugel und das Quecksilber fällt oben, während es unten steigt. Um dieses Steigen und Fallen genau zu beobachten, bringt man bei dem oberen Spiegel eine in Zolle und Linien (altes Pariser Maass) eingetheilte Scala an. Steht das Quecksilber auf 28″ (circa 0,76 Meter oder 760 Millimeter), so sagt man, es herrsche mittlerer Luftdruck (mittlerer Barometerstand); 29″ wird ein sehr hoher, 27″ ein sehr niedriger Barometerstand genannt.

In unseren Gegenden bringen die Ost- und Nordwinde das Quecksilber im Barometer in der Regel zum Steigen, die West- und Südwinde zum Fallen. Die erstgedachten, aus kälteren Regionen in wärmere gehenden Winde sind trockener als die zuletzt erwähnten, welche aus wärmeren Gegenden in kältere wehen und mit mehr Feuchtigkeit beladen sind; demnach ist die Sättigungscapacität für Wasserdampf im ersteren Falle eine grössere, im letzteren eine geringere. Es erscheint daher natürlich, dass es bei Ost- und Nordwind seltener bei uns regnet als bei West- und Südwind, und dass die ersteren Winde trocknen, die letzteren nass machen. Hierin hauptsächlich liegt der Grund, warum wir das Barometer auch als einen Wetterpropheten anzusehen pflegen.

Es wird jetzt kaum noch einer näheren Erklärung bedürfen: warum das Wasser aus einem verkehrt in die pneumatische Wanne gestellten Glase nicht ausläuft; warum es in einem Heber steigt, wenn man die Luft daraus aussaugt (verdünnt); warum die Flüssigkeit aus einem Fasse unten nur dann abfliesst, wenn man den oberen Spund gelüftet hat; warum das Wasser in einer Saugpumpe aufsteigt, aber nur bis zu einer Höhe von 32 Fuss etc.

101. Verstärkung des Luftdruckes. Spritzglas. Vermehren wir den Druck oder die Spannung einer eingeschlossenen Luftmenge dadurch, dass wir sie entweder stärker zu-

sammendrücken oder mehr Luft hineinbringen, so können wir sie zwingen, mit Schnelligkeit aus einer kleineren Oeffnung herauszuströmen, wie wir es im Kleinen an jedem Blasebalge, im Grossen an den Gebläsen sehen. Befindet sich Wasser vor dieser Oeffnung, so wird die gespannte Luft auf dieses drücken und es als einen Wasserstrahl herauspressen.

Versuch. Man befestige ein Stück einer engen, an der einen Seite in eine Spitze ausgezogenen Glasröhre (92.) mittelst eines durchbohrten Korkes auf einer Flasche, fülle die letztere halb voll Wasser und blase durch die Spitze mit dem Munde Luft hinein: sie wird, wenn man mit Blasen nachlässt, als ein Luftstrom durch die Spitze wieder entweichen. Kehrt man aber das Glas, so wie die Luft eingeblasen ist, schnell um, so kommt Wasser vor die Oeffnung der Röhre und wird aus derselben herausgespritzt. Man wendet ein solches Spritzglas häufig an, um Niederschläge, die sich auf einem Filtrum befinden, mit Wasser auszuwaschen oder von den Wänden des Filtrums wegzuspülen. Eine ganz ähnliche Vorrichtung hat man unter dem Namen Windkessel an den gewöhnlichen Feuerspritzen, damit dieselben einen zusammenhängenden, ununterbrochenen Wasserstrahl geben.

Fig. 55.

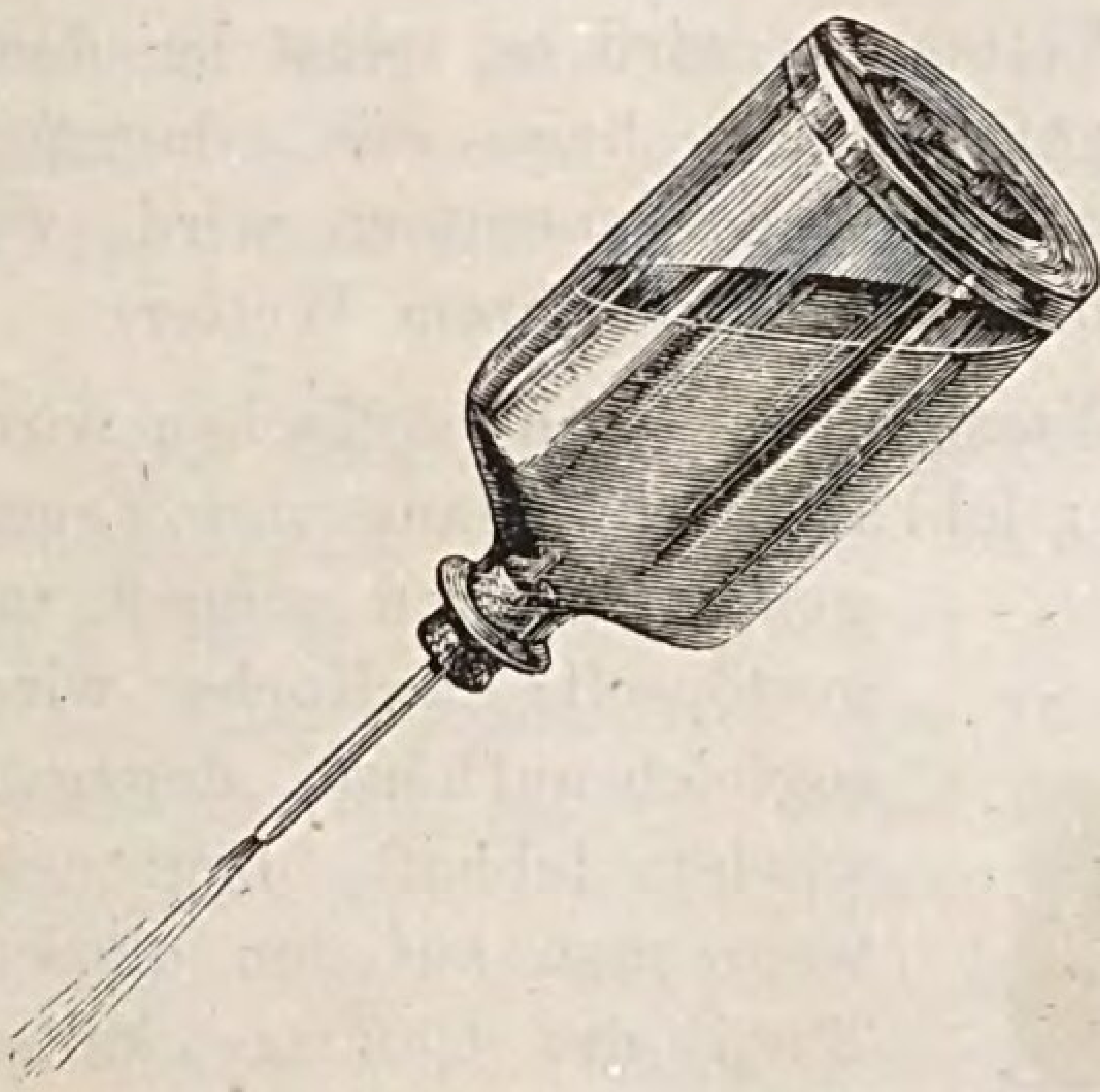
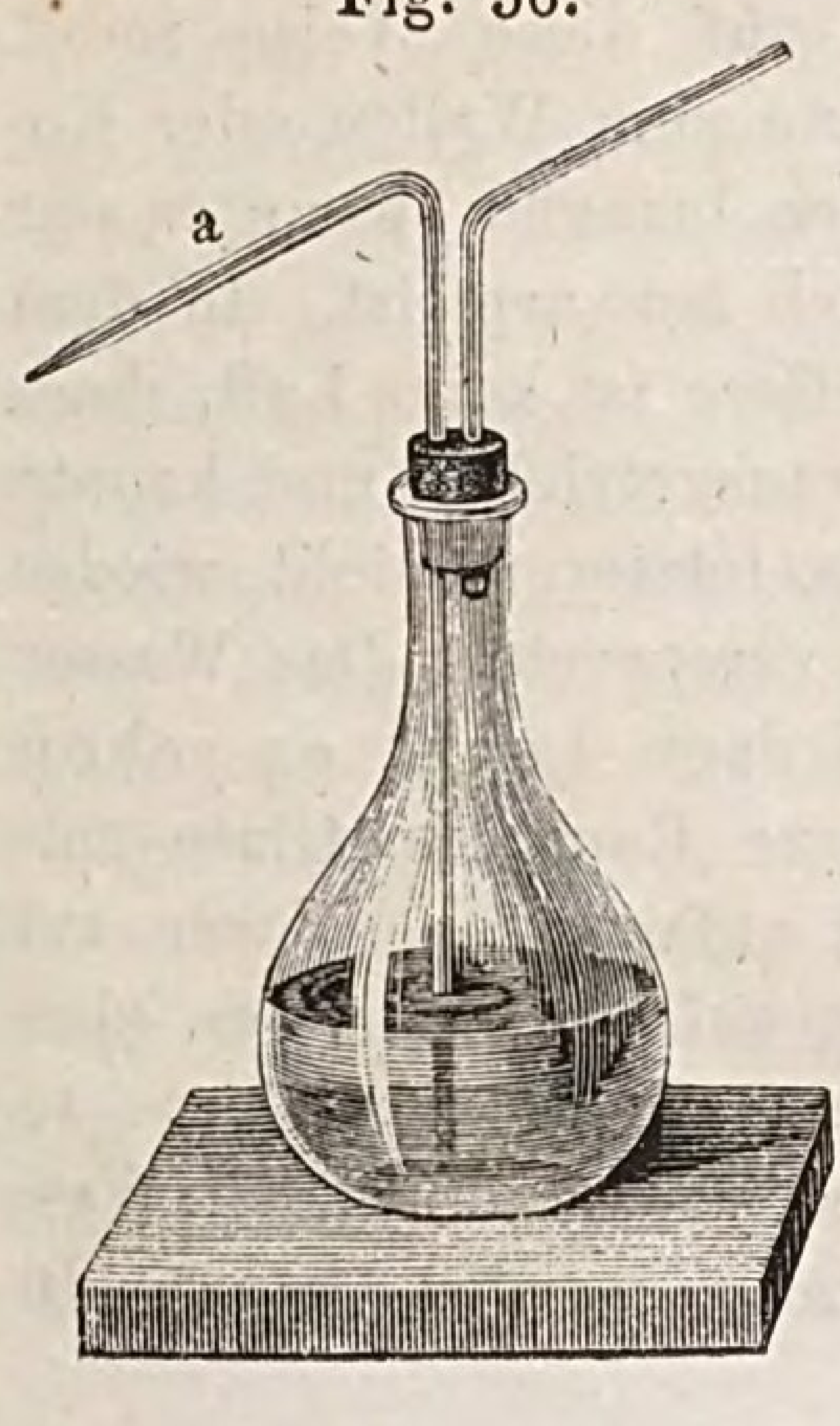


Fig. 56.



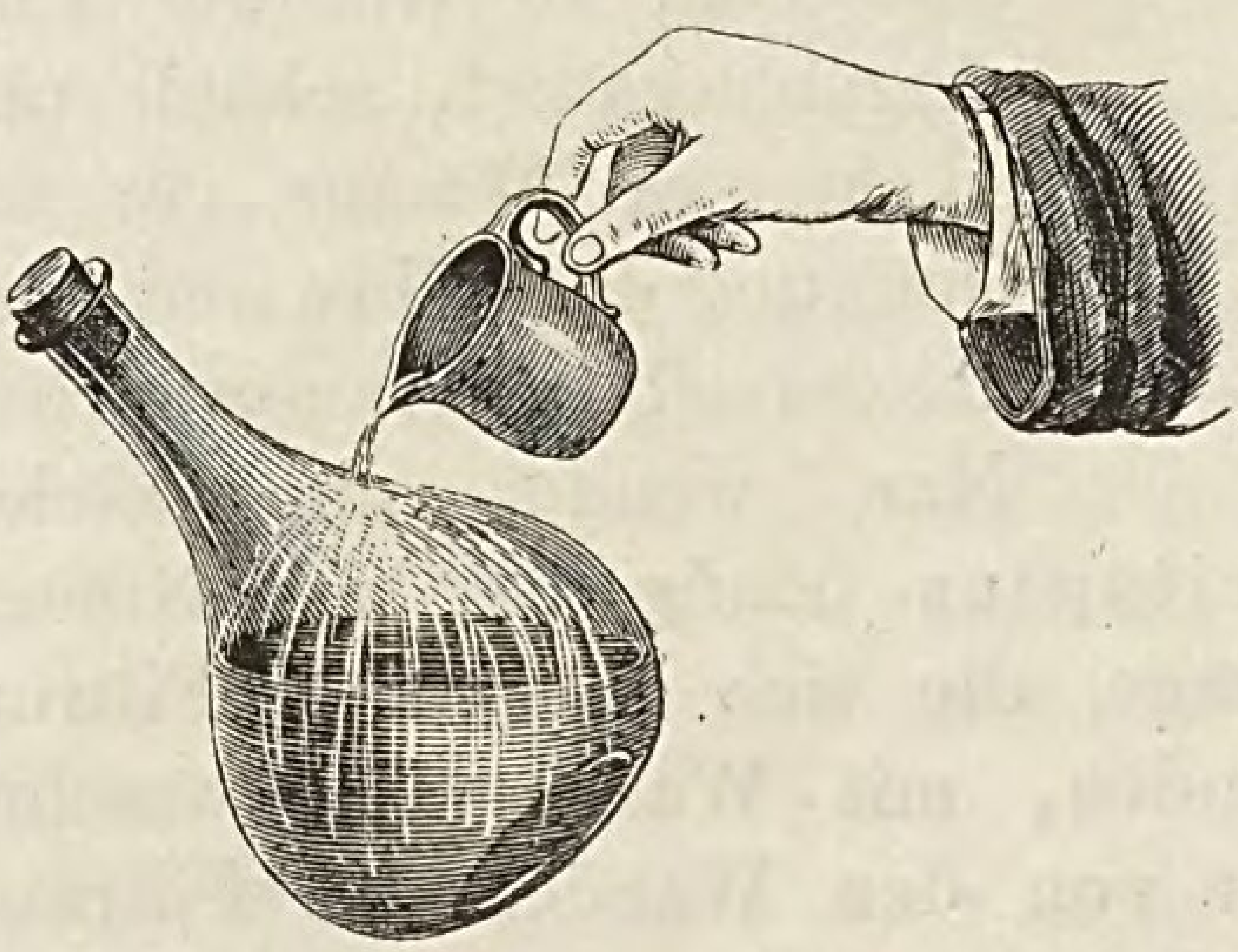
Um einen continuirlichen Wasserstrahl mit der Spritzflasche hervorzubringen oder um sich leicht heisses Wasser zum Auswaschen zu erzeugen, wendet man ein Kochfläsch-

chen an, in dessen Kork zwei enge Glasröhren eingepasst sind. Die kurze Röhre dient zum Einblasen von Luft; die Röhre *a*, die bis zum Boden des Kochfläschchens geht, ist in eine Spitze ausgezogen und aus ihr dringt ein gleichmässiger Wasserstrahl heraus, wenn man in die kurze Röhre bläst und dadurch die Luft in dem Fläschchen comprimirt.

102. Siedepunkt des Wassers bei schwachem Luftdruck. Von sehr grossem Einflusse ist der Luftdruck auf das Kochen von Wasser und anderen Flüssigkeiten. Bringt man Wasser zum Sieden, während das Quecksilber im Barometer sehr niedrig steht (bei schlechtem Wetter), so wird es, selbst bei dem lebhaftesten Aufwallen, nur ungefähr 99° C. heiss sein, dagegen 101° C., wenn das Kochen zu einer Zeit vorgenommen wird, wo der Barometerstand ein sehr hoher ist (bei heiterem Wetter).

Versuch. Ein halb mit Wasser gefülltes Kochfläschen wird so lange erhitzt, bis das Wasser lebhaft kocht, dann vom Feuer genommen und schnell zugestöpselt: das Kochen wird sogleich aufhören, dagegen wieder lebhaft beginnen, wenn man auf den oberen Theil des Gefässes kaltes Wasser giesst. Man kann es auf diese Weise selbst dann zum Wallen oder Kochen bringen, wenn es nur noch lauwarm ist. In dem Gefässe ist keine Luft, denn diese wurde durch den Wasserdampf herausgetrieben und konnte bei der Abkühlung und Verdichtung des letzteren nicht wieder eindringen, da der Kork ihr den Weg versperrte. Das Wasser hat also über sich keinen Luftdruck und dann kocht es schon bei einer Wärme von 20° C. Der leere Raum im Glase enthält nur Wasserdampf, und dieser lastet anfangs so schwer auf dem flüssigen Wasser, dass das Kochen aufhört; wird er aber durch das aufgegossene kalte Wasser zum Theil verdichtet, so vermindert sich sein Druck so sehr, dass wieder ein Theil Wasser unter kochender Bewegung luftförmig werden kann. In

Fig. 57.



manchen Fabriken, z. B. in Zuckersiedereien, hat man eigene Apparate (Vacuumpfannen), um den Zuckersaft im luftleeren Raume einzukochen und zu verdampfen etc.

Die Luft ist am dichtesten in der Ebene und am Meere, sie wird dagegen um so dünner, je mehr man sich von der Erde entfernt, weil man dann weniger Luft über sich hat. Es folgt hieraus, dass das Barometer auf einem Berge niedriger stehen und das Wasser leichter kochen muss, als unten im Thale. Auf dem Gipfel des Montblanc steht das Quecksilber nur noch 16 Zoll hoch im Barometer und das Wasser geräth schon bei 84° C. ins Kochen. Man kann daher sowohl das Barometer als den Kochpunkt des Wassers dazu anwenden, um daraus die Höhe der Berge, welche sich besteigen lassen, zu berechnen.

103. Siedepunkt des Wassers bei starkem Luft- oder Dampfdruck. Wie Wasser unter vermindertem Drucke leichter kocht, so kocht es unter vermehrtem Drucke schwerer. Eine Vermehrung des Druckes kann aber nicht bloss durch die Luft, sondern durch den Wasserdampf selbst hervorgebracht werden, wenn immer neuer erzeugt wird, ohne dass der bereits gebildete abziehen kann. Dies geschieht, wenn man das Gefäss, worin Wasser erhitzt wird, fest verschliesst, am einfachsten durch einen fest eingeschraubten Deckel. Man nennt ein solches Gefäss, wenn es klein ist, einen Papinianischen Topf, wenn es gross ist, einen Dampfkessel, und ist im Stande, darin Wasser bis zu 200° C., ja noch weit höher zu erhitzen, während es unmöglich ist, es in unbedeckten Gefässen heisser als 100° zu machen. Ist noch einmal so viel Dampf darin, als für gewöhnlich Platz hat, wenn das Gefäss offen ist, so sagt man, der Druck betrage 2 Atmosphären; bei der 3-, 4-, 5-, 10-, 20-fachen Menge nennt man in gleicher Weise den Druck oder die Spannung des Dampfes 3, 4, 5, 10, 20 Atmosphären stark. Die Temperatur steigt bei 2 Atm. auf 121,4° C., bei 3 Atm. auf 135°, bei 4 Atm. auf 145,4°, bei 8 Atm. auf 172°, bei 16 Atm. auf 203,6° u. s. f. Man wendet Gefässe solcher Art oft an, um ein vollständiges Eindringen des Wassers in feste und harte Körper zu bewirken; so löst z. B. das Wasser von 100° aus Knochen nur oberflächlich ein wenig Leim auf, während Wasser von 110° bis

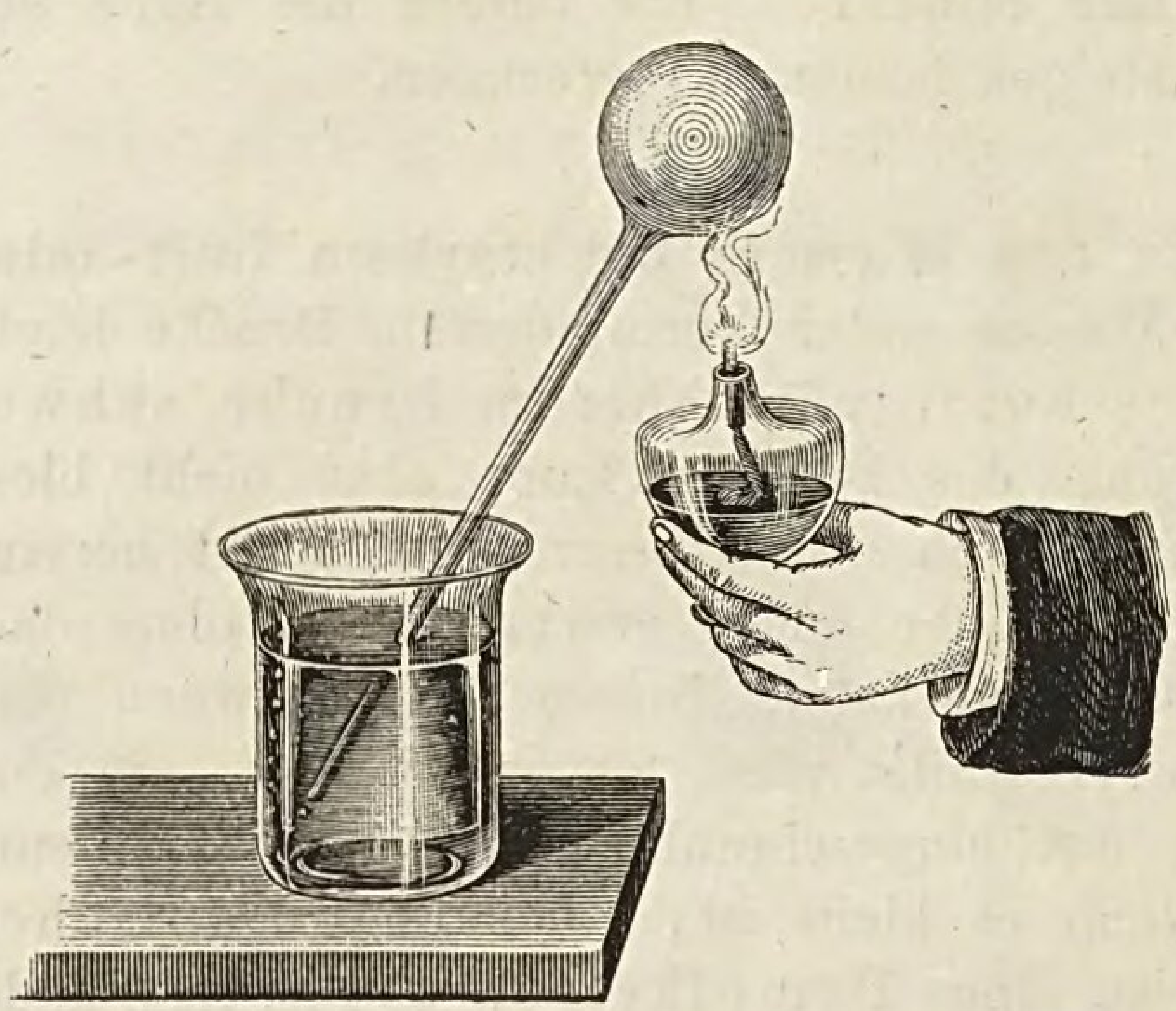
120° die Knochen vollständig durchdringt und auch den im Innern enthaltenen Leim auszieht.

Luft und Wärme.

104. Ausdehnung durch Wärme. Die Wärme dehnt die Luft aus, ganz auf dieselbe Weise, wie es bei den festen und flüssigen Körpern der Fall ist, nur in viel höherem Grade.

Versuch. Man tauche eine mit einer Kugel versehene Glasröhre in Wasser und erwärme die Kugel gelinde: ein Theil der Luft wird ausgetrieben und entweicht in Blasen durch das Wasser; die erwärmte Luft hat also in der Kugel nicht mehr Platz, sondern braucht einen grösseren Raum, als sie in kaltem Zustande nöthig hatte. Hieraus folgt auch, dass die warme Luft leichter sein muss als kalte. Entfernt man die Lampe, so wird die in der Kugel gebliebene Luft sich beim Erkalten wieder zusammenziehen, und an der Stelle der ausgetriebenen Luft Wasser in die Höhe gedrängt werden. 100 Maass Luft von 0° C. geben gegen 137 Maass Luft von 100° C.

Fig. 58.

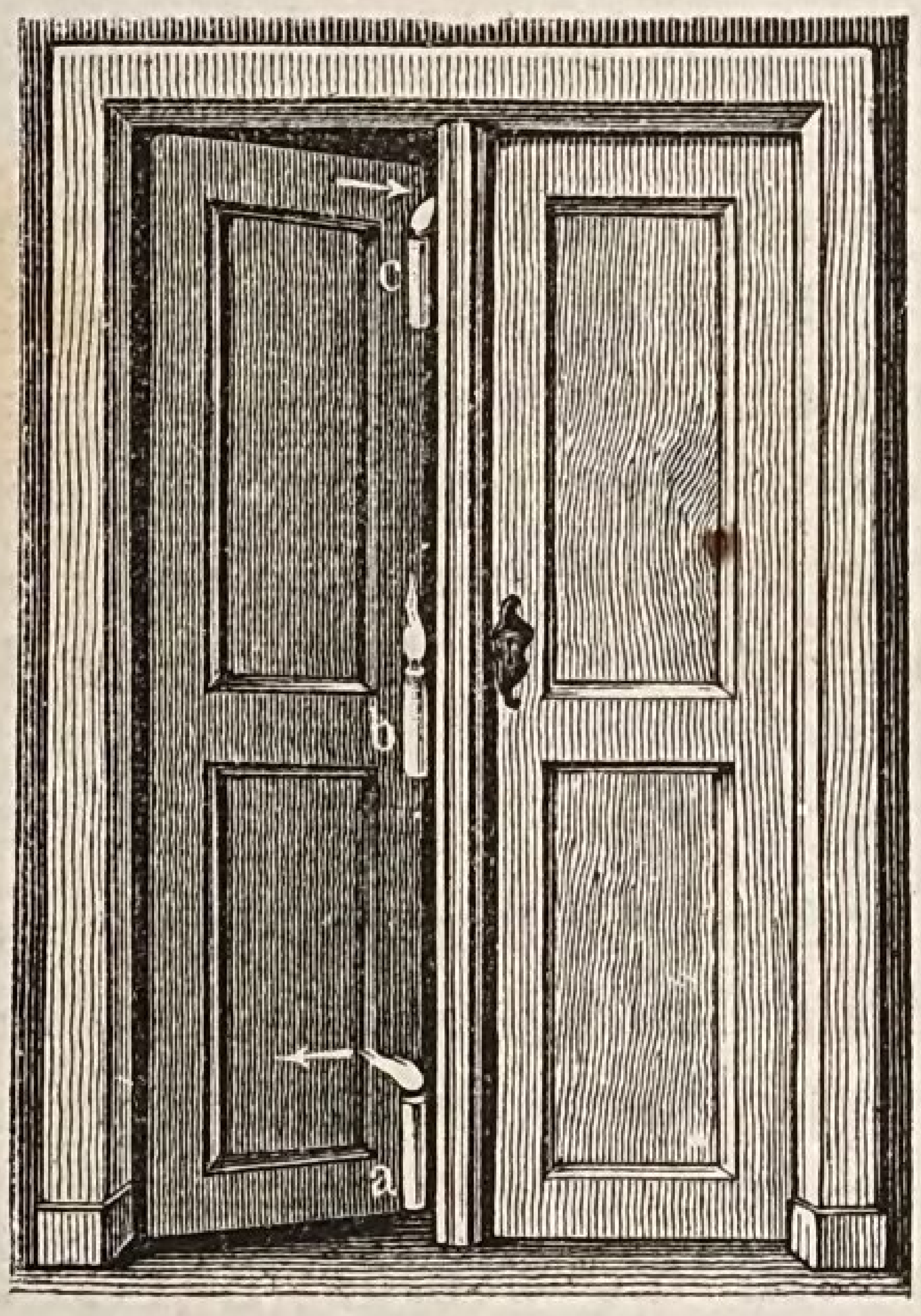


105. Luftzug. Durch die verschiedene Leichtigkeit der warmen und kalten Luft werden eine grosse Menge alltäglicher Erscheinungen erklärlich. Bei unseren Zimmerheizungen erwärmt sich zuerst die den Ofen berührende Luft, und steigt, da sie durch die Erwärmung leichter wird, in die Höhe; dafür strömt von unten kältere Luft hinzu, die sich gleichfalls erwärmt und aufsteigt; es findet daher eine stete Luftcirculation statt.

Durch eine ähnliche Circulation wird die gesammte Atmosphäre in einer fortwährenden Bewegung erhalten. Unter dem Aequator steigt nämlich die stark erwärmte Luft in die Höhe und bewegt sich in den oberen Luftregionen nach den Polen zu; in den unteren Regionen dagegen strömt die kalte Luft von den Polargegenden nach dem Aequator, um hier das Gleichgewicht wieder herzustellen, welches durch das Aufsteigen der warmen Luft in jedem Augenblicke gestört wird. Man nennt die hierdurch entstehenden regelmässigen Luftströmungen, deren Richtung aber durch den bei der Umdrehung der Erde um ihre Axe entstehenden Luftzug etwas verändert wird, Passatwinde.

In jeder geheizten Stube kann man leicht durch das blosse Gefühl wahrnehmen, dass die Luft an der Decke wärmer ist als am Fussboden. Oeffnet man eine Thür oder ein Fenster in einem solchen Zimmer, so entsteht ein Luftzug, dessen Richtung man deutlich wahrnehmen kann, wenn man ein Licht in die Oeffnung hält: die Lichtflamme wird oben bei *c* hinaus-, unten bei *a* hereingeweht, während sie in der Mitte aufrecht bleibt; es strömt also oben die leichte, warme Luft aus dem Zimmer hinaus und dafür zieht unten die schwerere und kältere von aussen herein. Tritt man aus der Sonne in den Schatten, so bemerkt man ebenfalls einen Luftzug; da wo die Sonne scheint, strömt nämlich die wärmere Luft aufwärts, und kältere aus dem Schatten tritt an ihre Stelle. Aus demselben Grunde muss überall, wo ein Feuer brennt, in jedem Ofen, um jedes Licht, jede Lampe herum, eine Luftströmung entstehen. Wie ausserordentlich leicht die Luft durch Erwärmung werden kann, das zeigen unter Anderem die Luftballons recht deutlich, die man Montgolfieren nennt; diese werden bloss dadurch zum Steigen gebracht, dass man sie mit Luft anfüllt, welche

Fig. 59.



durch ein unten angebrachtes Feuer fortwährend heiss erhalten wird.

106. Gase und Dämpfe. Sonst kannte man nur eine Luftart, die atmosphärische Luft, die Chemie hat aber gezeigt, dass es sehr viele Arten von Luft giebt: leichte und schwere, giftige und unschädliche; Luftarten, welche brennen, andere, die zwar nicht selbst brennen, aber doch ein brennendes Licht fortbrennen lassen, noch andere, die es auslöschen etc. Sie hat auch gezeigt, dass in vielen festen und flüssigen Körpern Luftarten versteckt oder chemisch gebunden sind, in denen man dem äusseren Ansehen nach keine vermuthen sollte; im Quecksilberoxyd z. B. Sauerstoff, im Wasser Sauerstoff und Wasserstoff etc. Man benennt diese Luftarten gewöhnlich mit dem Namen Gase; ihr natürlicher Zustand ist der luftförmige, und diesen vertauschen sie nur dann mit dem festen oder flüssigen, wenn sie gezwungen werden.

Dämpfe. Viele andere Körper werden erst luftförmig, wenn man sie erwärmt, manche leichter, z. B. Weingeist und Wasser, andere schwerer, z. B. Schwefel und Quecksilber; sie verlieren aber die Luftform wieder, sie werden wieder tropfbar oder fest, wenn man sie abkühlt. Solche Luftarten heissen Dämpfe; sie sind nur gezwungen luftförmig, ihr natürlicher Zustand ist der flüssige oder feste.

107. Specifisches Gewicht oder Volumgewicht der Gase und Dämpfe. Die verschiedene Dichtigkeit der Gase und Dämpfe wird, ebenso wie bei den festen und flüssigen Körpern (14), durch specifische Gewichtszahlen ausgedrückt, man nimmt hierbei aber nicht das Wasser, sondern die atmosphärische Luft als Einheit an. Da die gasförmigen Körper durch Temperaturerhöhung sich sehr stark ausdehnen, ferner auch bei Veränderungen des Druckes ihr Volumen erheblich ändern, so hat man bei ihnen die Bestimmung des specifischen Gewichts immer bei gleicher Temperatur (gewöhnlich 0^0 C.) und gleichem Barometerstande (gewöhnlich $0{,}76^m$) vorzunehmen oder auf diese zu berechnen.

Für chemische Zwecke empfiehlt es sich, das Gewicht von 1 Liter des leichtesten Gases, des Wasserstoffs, als Einheit anzu-

nehmen. Man hat dieses Einheitsgewicht 1 Krith genannt. Es stellen sich dann für je 1 Liter nachstehender Gase und Dämpfe bei 0° C. und 0,76^{m} Bar. folgende einfache Zahlen heraus: für Stickstoff 14, für Sauerstoff 16, für Schwefelgas (Dampf) 32, für Chlorgas 35,5, für Jodgas (Dampf) 127 Krith u. a. m.

108. Specifische Wärme der Gase und Dämpfe. Nimmt man, wie bei 42, das Wasser als Einheit an, so beträgt für gleiche Gewichte die specifische Wärme des Wasserstoffs 3,4, die des Wassergases (Dampfes) etwa 0,48, des Stickstoffs 0,24, des Sauerstoffs 0,22, der atmosphärischen Luft 0,23. Für gleiche Volume sind die specifischen Wärmezahlen bei Sauerstoff, Wasserstoff, Stickstoff und einigen anderen permanenten Gasen fast gleich. Die specifische Wärme der Dämpfe ist in der Regel geringer als die derselben Körper in flüssigem Zustande.

Bestandtheile der atmosphärischen Luft.

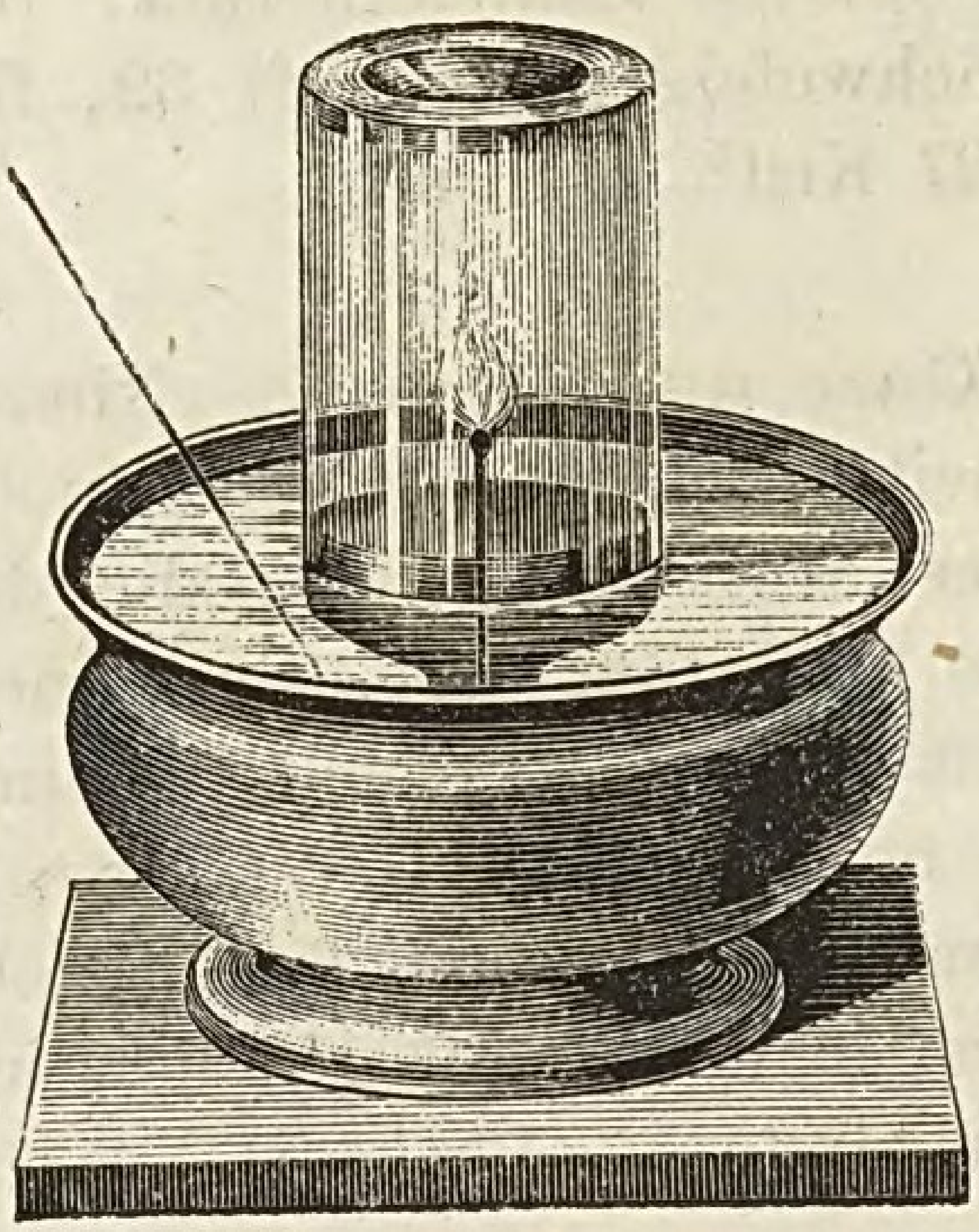
— 1777 von Scheele und Lavoisier, 1801 genauer von Gay-Lussac und Humboldt nachgewiesen. —

109. Hauptbestandtheile der Luft. Die letzte Frage, welche wir an die Luft zu richten haben, ist: Welches sind ihre Bestandtheile? denn dass sie kein einfacher Stoff, kein Element sei, wurde schon oben angeführt.

Versuch. Man binde ein Stückchen Schwamm an einen Draht, giesse einige Tropfen Weingeist darauf und halte den Draht so in eine Schüssel, in der sich Wasser befindet, dass der Schwamm einige Zoll über das Wasser zu stehen kommt; dann zünde man den Weingeist an und stürze schnell ein leeres Glas so tief darüber, dass die Oeffnung desselben etwas ins Wasser eintaucht: die Flamme wird sehr bald verlöschen, von dem Wasser aber etwas in das Glas steigen, nämlich gerade so viel, als Luft beim Verbrennen verschwunden ist. Die verschwundene Luft war Sauerstoffgas, die sich mit den Bestandtheilen des Weingeistes verbunden hat. Die Flasche wird mit dem Finger verschlossen, tüchtig geschüttelt und unter dem Wasser wieder

geöffnet, wobei ein wenig Wasser eintreten wird. Die Luft, welche noch in der Flasche ist, heisst Stickstoff, weil lebende Thiere in ihr ersticken, brennende Körper aber auslöschen. Sie bildet den Hauptbestandtheil unserer atmosphärischen Luft; in 5 Maass der letzteren sind 4 Maass Stickstoff enthalten, von Sauerstoff aber nur 1 Maass. Diese zwei Grundbestandtheile sind jedoch in der Luft nicht chemisch mit einander verbunden, sondern nur mechanisch gemengt, wie, abgesehen von anderen Gründen, daraus geschlossen werden muss, dass sie bei ihrer Zusammenmengung keine Verdichtung und Aenderung ihrer Eigenschaften erfahren und schon durch Wasser allein in ihrem Mengeverhältnisse verändert werden, da dieses, mit Luft geschüttelt, mehr Sauerstoff und weniger Stickstoff daraus aufnimmt, als der Zusammensetzung der letzteren entspricht.

Fig. 60.



110. Nebenbestandtheile der Luft. Ausser dem Stick- und Sauerstoff enthält die Luft immer noch Wasserdunst und Kohlensäure. Die Gegenwart des ersteren wird deutlich genug aus dem Regen, Schnee, Thau etc. klar, die aus der Luft herabfallen; von der steten Anwesenheit der Kohlensäure aber kann man sich leicht überzeugen, wenn man, wie in Nro. 47 angegeben, Kalkwasser an der Luft stehen lässt oder in einer Flasche mit Luft schüttelt. Der Kalk hat die Fähigkeit, die Kohlensäure an sich zu ziehen und mit ihr ein unlösliches Salz (kohlensauren Kalk oder Kreide) zu bilden; die entstehende Trübung ist die Folge davon; sie ist das „Ja“ auf die durch das Kalkwasser an die Luft gerichtete Frage. Fragt man, woher diese Kohlensäure komme? so dient zur Antwort: sie bildet sich überall, wo Körper verbrennen, wo Menschen und Thiere athmen und wo Thier- und Pflanzenstoffe verwesen oder verfaulen.

In Wohnstuben, Schlafstuben und anderen abgeschlossenen Localen, in denen Menschen sich aufhalten, wird die Luft immer verschlechtert, d. h. ärmer an Sauerstoff und dafür reicher an Kohlensäure; zur Erhaltung der Gesundheit ist demnach eine öftere Lufterneuerung (Ventilation) nöthig.

In 100 Maassen Luft, wie sie im Freien vorkommen, sind ungefähr enthalten:

79 M. Stickstoff (N), 21 M. Sauerstoff (O), $^1/_{30}$ bis $^1/_{15}$ M. Kohlensäure (CO_2) und sehr veränderliche Mengen von Wasserdunst (HO). Ein sehr kleines und schwankendes Quantum des Sauerstoffs ist darin als Ozon zugegen.

Dass die Luft auch noch andere Beimengungen enthalten müsse, kann nicht befremden, wenn man bedenkt, dass Alles, was auf unserer Erde sich verflüchtigt oder verstäubt, von ihr aufgenommen wird. Die von den Gewürzinseln kommende Luft riecht noch in einer Entfernung von 8 bis 10 Meilen nach Zimmt und Nelken; den in der Luft enthaltenen Staub sieht man deutlich an den Stellen, wo ein Sonnenstrahl durch sie hindurchgeht etc. Diese Beimengungen sind jedoch gewöhnlich so gering, dass sie sich dem Gewichte oder Maasse nach nicht bestimmen lassen. Für die Vegetation sind insbesondere noch die in der Luft immer enthaltenen kleinen Mengen von Ammoniak, salpetriger und Salpetersäure und Kochsalz wichtig, da sie, sei es indem sie durch Regen und Thau auf die Erde herabgespült oder durch die grünen Theile der Pflanzen direct aus der Luft angezogen werden, zum Wachsthum der letzteren wesentlich beitragen.

Stickstoff oder Nitrogen (N).

(Aeq.-Gew. = 14. Specif. Gew. = 0,97.)

— 1772 von Rutherford nachgewiesen; 1775 von Scheele und Lavoisier näher bestimmt. —

111. Eigenschaften des Stickstoffs. Das Stickstoffgas, dessen Bereitung oben schon angegeben wurde, lässt sich aus der atmosphärischen Luft auch durch andere, den Sauerstoff leicht anziehende Körper, z. B. durch brennenden Phosphor oder glühendes Eisen oder Kupfer abscheiden. Es führt seinen Na-

men mit Unrecht, wie sich schon daraus abnehmen lässt, dass wir es unausgesetzt in der Luft einathmen und wieder ausathmen, ohne irgend einen Nachtheil zu bemerken; es wirkt nur erstickend, wenn es keinen Sauerstoff enthält und weil es keinen enthält. Der menschliche Körper ist so eingerichtet, dass er die zu seinem Gedeihen dienenden Stoffe nicht in der reinsten Gestalt vertragen kann; der starke Weingeist wirkt giftig, belebend dagegen, wenn er mit 6- bis 8mal so viel Wasser verdünnt ist, wie z. B. in dem Wein. Ebenso würde auch der reine Sauerstoff das menschliche Leben bald aufreiben; wir finden ihn daher mit 4mal so viel Stickstoff verdünnt und unserem Bedürfnisse angepasst in der atmosphärischen Luft.

Das Stickstoffgas hat weder Farbe noch Geruch oder Geschmack und ist ein wenig leichter als die atmosphärische Luft. In chemischer Beziehung verhält es sich als ein sehr träger oder indifferenter Stoff, denn es verbindet sich durch directes Zusammenbringen nur mit einigen wenigen Körpern. In den meisten Fällen muss man Umwege einschlagen, um es mit anderen Elementen, z. B. mit Sauerstoff zu Salpetersäure, mit Wasserstoff zu Ammoniak, mit Kohlenstoff zu Cyan u. a. m. zu verbinden. Es ist aber sehr verbreitet in der Natur, besonders im organischen Naturreiche, denn wir finden es in allen Pflanzen und allen Thieren, in den letzteren besonders in überwiegender Menge. Auch in dem Salpeter oder Nitrum ist es enthalten, und dies hat Veranlassung gegeben, ihm den Namen Nitrogen (Salpetererzeuger) und das Zeichen N beizulegen. Früher führte es den Namen Azot.

Kohle und Feuer.

Kohlenstoff oder Carbon (C).

(Aeq.-Gew. = 6.)

— Kohlenstoff der organischen Körper lange bekannt; im Graphit 1779, im Diamant 1773 nachgewiesen. —

112. Kohlenstoff der organischen Körper. Ein Stück Holz, auf eine heisse Ofenplatte gelegt, wird braun, endlich schwarz: es verkohlt; ein brennender Span, mit Wasser be-

gossen, löscht aus: er zeigt sich auch verkohlt; ein Stück Leinwand wird zu Zunder, wenn wir es anbrennen und das Feuer nachher wieder ausdrücken. Zunder ist verkohlte Leinwand. Im ersten Falle war die Hitze nicht stark genug, um das Holz ganz zu verbrennen, im zweiten wurde das vollständige Verbrennen durch Abkühlung verhindert, in dem dritten durch Abschluss der Luft. Alle Pflanzen- und Thierstoffe werden, wenn man sie nur unvollständig verbrennen lässt, in Kohle verwandelt. Da die Kohle bei Abschluss der Luft auch in der stärksten Hitze unschmelzbar ist, so ist das Aeussere derselben, je nach der Beschaffenheit und Structur der Substanzen, aus denen sie dargestellt wurde, sehr verschieden; ja diese Verschiedenheit erstreckt sich oft auch auf die inneren Eigenschaften der Kohle (Holzkohle, Russ, Coaks, Knochenkohle etc.). Bei der Verkohlung organischer Körper wird die Kohle nicht erst erzeugt, sondern sie war vorher schon in diesen Körpern, aber in einer chemischen Verbindung mit anderen Stoffen, welche beim Erhitzen grösstentheils fortgehen, was man leicht daran erkennt, dass der verkohlte Körper viel weniger wiegt als er vorher wog. Alle Pflanzen und Thiere bestehen demnach zum Theil aus Kohle, oder, wie man in der Chemie sagt, aus Kohlenstoff oder Carbon (= C).

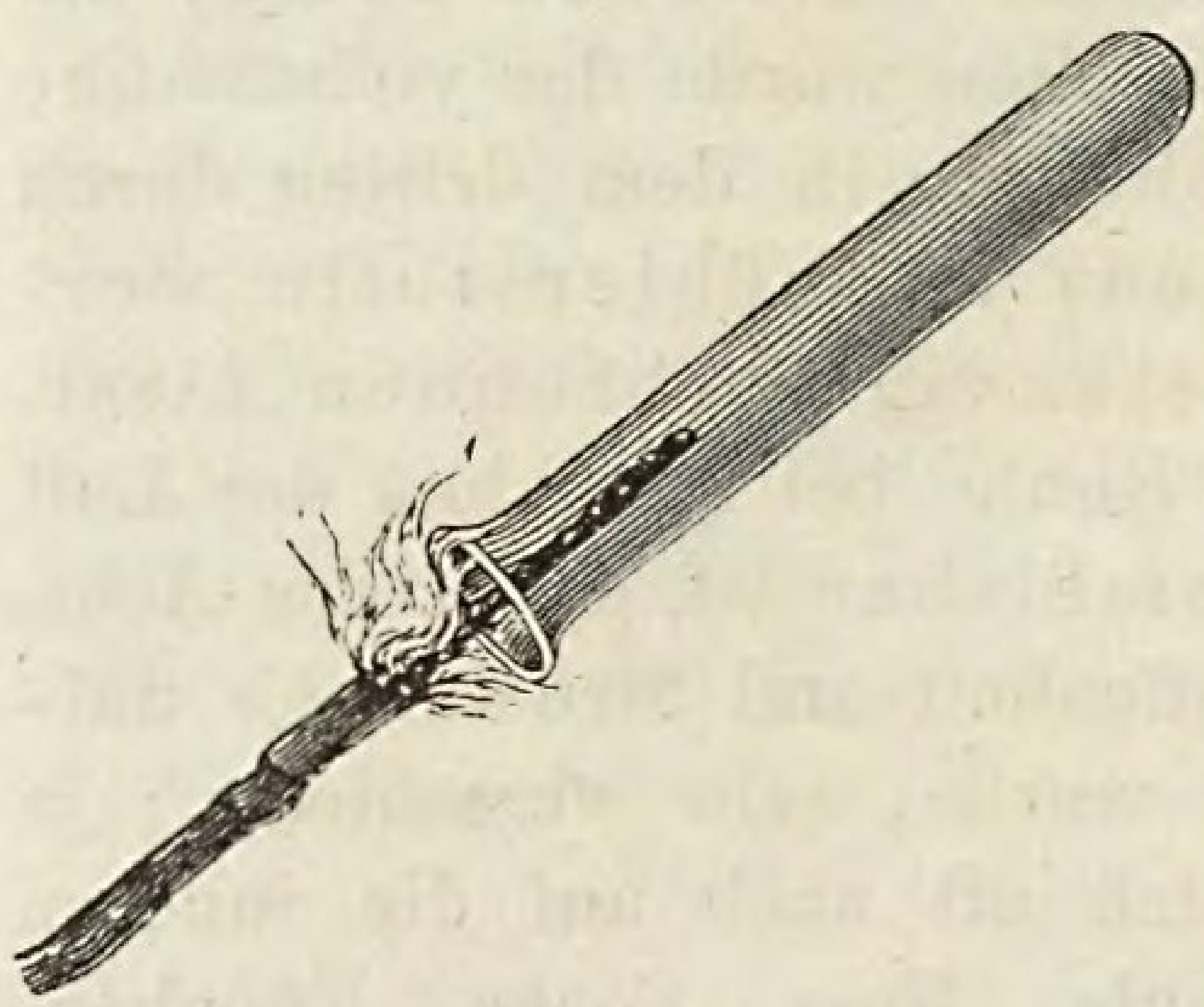
Kohlenstoff im Mineralreiche. Ausserdem finden wir den Kohlenstoff auch im Mineralreiche; so macht er den Hauptbestandtheil der Steinkohlen, Braunkohlen etc. aus, die jedenfalls aus den Pflanzen einer früheren Zeit gebildet worden sind; so findet er sich fast rein im Diamant und Graphit; so ist er, mit Sauerstoff chemisch verbunden, in dem Kalkstein, Marmor, der Kreide und anderen Steinarten enthalten.

Versuche mit Holzkohle.

113. Darstellung der Holzkohle (C mit wechselnden, geringen Mengen von Wasserstoff, Sauerstoff und Asche). *Versuch.* Man bedecke einen brennenden Holzspan nach und nach mit einem Probirgläschen (Fig. 61): er wird nur ausserhalb desselben mit Flamme brennen, im Innern dagegen, weil die Luft abgehalten ist, nur verkohlen. Auf eine ähnliche Weise bereitet man sich im Grossen Holzkohle, indem man Holzstösse (Meiler) errichtet,

diese mit Rasen und nasser Erde bedeckt und nachher durch hinzugeschüttete glühende Kohlen im Innern anbrennt. Diese würden aber aus Mangel an Luft wieder auslöschen, wenn man nicht an verschiedenen Punkten des Meilers mit Holzstangen (Schürbäumen) Löcher durch die Erddecke stiesse, durch welche frische Luft eindringen und die verbrannte Luft entweichen kann. Es darf aber nur so viel Luft hinzugelassen werden, als zur Verkohlung oder halben Verbrennung des Holzes gerade nöthig ist. Ist dieses in der Gegend, wo eine Oeffnung sich befindet, geschehen, so verschliesst man die letztere und stösst eine neue an einer anderen Stelle ein, wodurch sich das Feuer im Innern des Holzstosses nach diesem Punkte hinzieht. Zuletzt verstopft man alle Oeffnungen sorgfältig, damit das Feuer ersticke. Nach dem Erkalten findet man das Holz durch und durch schwarz und verkohlt, man kann aber das Gefüge und die Jahresringe daran noch deutlich erkennen. 1 Kilogr. Holz giebt ungefähr $\frac{1}{4}$ Kilogr. Holzkohle.

Fig. 61.



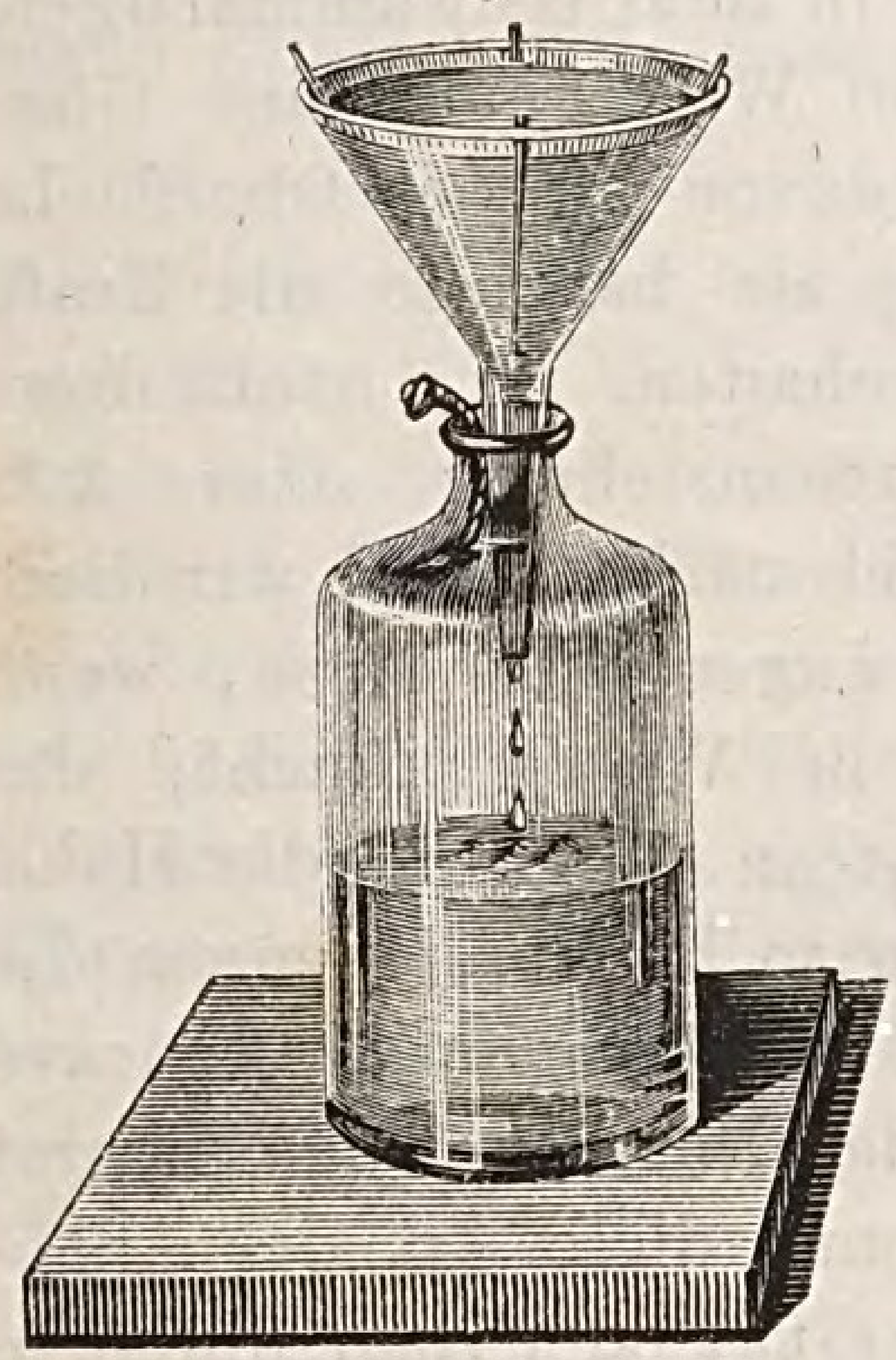
114. Saugkraft der Holzkohle. Die Holzkohle besitzt in hohem Grade die Fähigkeit, Gase und Dämpfe einzusaugen und in sich zu verdichten, wie auch feste Stoffe aus ihren Lösungen anzuziehen und festzuhalten, wie die folgenden Versuche deutlicher darthun werden.

Einsaugung von Gasen und Dämpfen. *Versuch* a. Man wäge ein Stück frisch ausgeglühter Kohle und lasse es einen Tag an einem feuchten Orte liegen: es wiegt jetzt mehr als vorher, weil die Kohle im Stande ist, Luft und Wasserdunst einzusaugen und in sich zu verdichten. Taucht man die Kohle nun in heisses Wasser, so wird die Luft in unzähligen Bläschen wieder aus der Kohle entweichen; das schwerere Wasser treibt sie aus und dringt an der Stelle der Luft in die kleinen Zwischenräume oder Poren der Kohle ein. Das Platzen und Herumspringen solcher Kohlen, wenn sie ins Feuer geworfen werden, erklärt sich hier-

durch leicht; die schnelle Hitze dehnt die in der vollgesogenen Kohle enthaltenen Luftarten und Wasserdünste so stark aus, dass die letzteren, um entweichen zu können, die Kohle zersprengen. Blanke Stahlwaaren packt man oft in Kohlenpulver ein, damit die Luft im Innern der Packete trocken erhalten und der Stahl vor dem Rosten geschützt werde. Ebenso kann die zerkleinerte Kohle wegen ihrer Saugkraft benutzt werden, um Krankenzimmer und andere mit ungesunden Ausdünstungen und Luftarten angefüllte Räume zu reinigen.

Anziehung von gelösten Stoffen. *Versuch* b. Frisch geglühte Holzkohle wird zu einem groben Pulver zerrieben und auf ein Papierfiltrum geschüttet. Auf diese Kohle giesse man nun Rothwein, oder Wasser, welches man durch einige Tropfen Tinte schwarz gefärbt hat: die Flüssigkeit wird farblos oder wenigstens viel blasser aus dem Trichter ablaufen, weil die Kohle den Farbstoff absorbirt und zurückhält. In den Zuckersiedereien benutzt man diese Eigenschaft der Kohle, um den braunen Zuckersyrup farblos zu machen. — Ordinärer Branntwein wird durch Kohle angenehmer von Geruch und Geschmack, weil das sogenannte Fuselöl desselben in den Poren der Kohle zurückgehalten wird; Bier verliert durch Kohle seine Bitterkeit, weil ihm seine Hopfenbestandtheile von der letzteren entzogen werden.

Fig. 62.

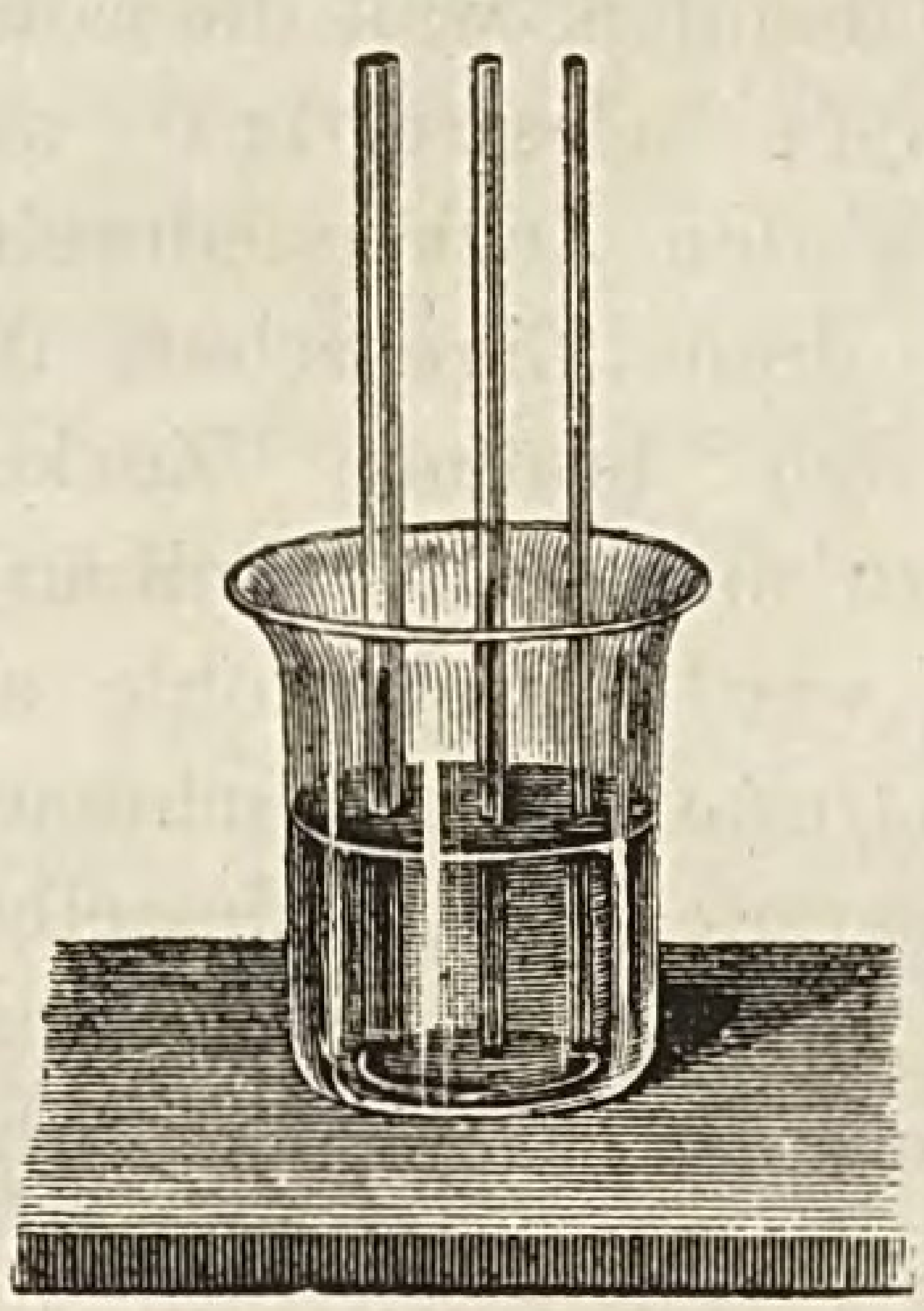


Anziehung von fauligen Stoffen. *Versuch* c. Filtrirt man fauliges und schmutziges Wasser durch Kohle, so verliert das Wasser seinen fauligen Geschmack und wird hell und farblos. In grossen Städten, wo Mangel an Trinkwasser ist, pflegt man nicht selten das unappetitlichste Flusswasser durch blosse Filtration durch Kohle wieder trinkbar zu machen. Auf ähnliche Weise lässt sich dumpfig gewordenes Getreide reinigen, wenn man dasselbe mit Kohlenpulver genau vermengt und einige Wochen damit in Berührung lässt. Die Kohle ver-

mag auch das Eintreten der Fäulniss bei Pflanzen- oder Thierstoffen auf längere Zeit zu verhindern; so bleibt Wasser in Fässern, die man inwendig etwas verkohlte, Jahre lang trinkbar; so halten sich die Kartoffeln zur Frühjahrszeit in den Kellern länger ohne zu keimen und zu faulen, wenn man die Zwischenräume mit Kohlenpulver ausfüllt; selbst Fleisch geht langsamer in Fäulniss über, entwickelt wenigstens keinen fauligen Geruch, wenn man es in Kohlenpulver einpackt, da dieses die sich erzeugenden stinkenden Gasarten einsaugt.

115. Porosität der Holzkohle. Adhäsion. Die Ursache dieser merkwürdigen Kraft der Kohle, so verschiedenartige Stoffe an sich zu ziehen und in sich festzuhalten, liegt in dem schwammartigen, porösen Zustande derselben. Giesst man Wasser auf eine Glasscheibe, so bleibt eine dünne Schicht davon an der Oberfläche hängen und die Scheibe wird benetzt; sie hat also die Kraft, Wasser festzuhalten. Man nennt diese Kraft Flächenanziehung oder Adhäsion. Viel stärker sehen wir diese Adhäsion in engen Glasröhren, wenn man diese in Wasser taucht; das Wasser steigt in ihnen in die Höhe, und zwar um so höher, je enger die Röhren sind und je mehr die concave Oberfläche der Flüssigkeit gekrümmt ist. Man nennt diese Art der Adhäsion Capillarität oder Haarröhrchenanziehung. Sie ist es, die das Aufsteigen des Oeles in den Lampendochten, wie das des Wassers in dem Löschpapier, im Zucker, in den Mauern etc. bewirkt. Auf ganz ähnliche Weise ziehen alle festen Körper, welche viele Poren, also auch viele Zwischenwände haben, Flüssigkeiten und Luftarten an. In einem wallnussgrossen Stücke von Holzkohle befinden sich viele Hunderte von Scheidewänden, die, wenn man sie neben einander legen könnte, eine mehr als 1000mal so grosse Fläche bedecken würden, als das Stück Kohle allein bedeckt. Die Anziehungskraft dieser grossen Fläche ist so gewaltig, dass die Kohle von manchen Luftarten 80- bis 90-

Fig. 63.



mal so viel einsaugen kann, als sie selbst Raum einnimmt. Es ist sehr wahrscheinlich, dass diese Luftarten bei einer solchen Zusammendrängung in einen 80- bis 90mal kleineren Raum in dem Innern der Kohle fest oder flüssig werden.

Bei dem Platinschwamm (90), einem noch poröseren Körper als die Kohle, entsteht in Folge der Aufsaugung von Sauerstoff und Wasserstoff eine bis zum Glühen des Platins gehende Erhitzung. In geringerem Grade tritt auch bei der Holzkohle Erwärmung ein, wenn sie Gasarten verschluckt, ja diese kann ebenfalls, namentlich bei Aufhäufung grosser Massen von pulverisirter Kohle, bis zum Erglühen, bis zur Selbstentzündung derselben gehen, wie manche, besonders in Pulverfabriken vorgekommene Unglücksfälle gezeigt haben.

Wasserstoffgas und Sauerstoffgas vereinigen sich nicht chemisch mit einander, wenn man sie auch noch so lange zusammenstehen lässt, sie vereinigen sich aber augenblicklich zu Wasser, wenn man Platinschwamm mit dem Gemenge in Berührung (Contact) bringt. Diese Wirkungsweise wird jetzt leicht zu begreifen sein, wenn man sich erinnert, dass die chemische Kraft nur in der grössten Nähe, also bei der innigsten Berührung der Körper, wirkt. Im Platinschwamm, wie in anderen porösen Körpern, können Gasarten bis auf den 80sten, ja in ersterem bis auf den 800sten Theil ihres Volumens verdichtet werden; sie müssen sich also darin 80- bis 800mal näher und inniger berühren.

116. Andere Arten von Kohle. Ausser der Holzkohle finden vorzugsweise noch folgende Arten von Kohle mannigfache Anwendung:

Russ oder Kienruss (C mit anhängenden brenzlichen Stoffen) ist höchst feiner Kohlenstaub, der sich aus gasförmigen Kohlenstoffverbindungen, gewöhnlich aus Leuchtgas, z. B. aus der Flamme von Steinkohle, Holz, Oel, Harz etc., dann absetzt, wenn während des Verbrennens nicht genug Luft hinzutreten kann. Eine besonders feine Sorte davon heisst Lampenschwarz (128). Von den beigemengten brenzlichen Stoffen befreit man den Russ entweder durch Ausglühen in gut bedeckten Gefässen

oder durch Ausziehen desselben mit starkem Weingeist. Der Russ ist bekanntlich unsere wichtigste schwarze Farbe (Tusche, Druckerschwärze).

Coaks oder verkohlte Steinkohlen (C mit wechselnden, oft bedeutenden Mengen von Asche oder Schlacke) sind grau, mehr oder weniger porös, sehr hart und metallisch glänzend; sie verbrennen ohne Russ und geben dabei eine sehr starke Hitze und werden daher als ein treffliches Brennmaterial, z. B. beim Eisenschmelzen und bei Dampfwagen, benutzt. Bei der Bereitung von Leuchtgas aus Steinkohlen gewinnt man sie als Nebenproduct (130).

Knochenkohle (C innig gemengt mit Knochenerde, meist auch etwas Stickstoff enthaltend) wird durch Erhitzung der Knochen in verschlossenen Gefässen gewonnen. Ihr Gehalt an Kohle beträgt zwar nur ungefähr $^1/_{10}$ (die übrigen $^9/_{10}$ sind Knochenerde), dessenungeachtet aber ist ihre entfärbende Kraft so stark, dass sie allen anderen Kohlenarten als Entfärbungsmittel von braunem Zuckersyrup oder anderen dunklen Flüssigkeiten vorgezogen wird.

Ganz abweichende, merkwürdige Eigenschaften zeigen zwei im Mineralreiche vorkommende Arten von Kohlenstoff: der Graphit und der Diamant.

Graphit oder Wasserblei (krystallisirter schwarzer Kohlenstoff), eine graue, metallisch glänzende Masse, ist so abfärbend, dass wir unsere Bleistifte daraus darstellen und eisernen Gegenständen damit einen metallisch glänzenden Anstrich geben (Eisenschwärze); er ist so weich und schlüpfrig, dass wir ihn zur Verhinderung der Reibung der Wagenschmiere, Maschinenschmiere etc. zusetzen; er ist endlich so äusserst schwer verbrennlich im Feuer, dass man Schmelztiegel daraus macht, welche die stärkste Hitze aushalten, ohne zu verbrennen (Passauer Schmelztiegel).

Diamant (krystallisirter farbloser Kohlenstoff) ist der härteste aller Körper. Er hat zwar äusserlich nicht die entfernteste Aehnlichkeit mit der gewöhnlichen Kohle, man kann ihn aber in Sauerstoffgas vollständig verbrennen und erhält dabei

nur Kohlensäure, und zwar genau so viel, als ob man ein eben so schweres Stück reiner Holzkohle oder Coaks verbrannt hätte. Soll ein Körper krystallisiren, so muss er vorher flüssig oder luftförmig gemacht werden; dies geschieht entweder durch Schmelzung oder Auflösung. Wir können weder das eine noch das andere mit der Kohle; sie schmilzt in der stärksten Hitze nicht, noch weniger verdampft sie, sie löst sich ferner in keiner uns bis jetzt bekannten Flüssigkeit auf. Sollte es einst gelingen, ein Mittel aufzufinden, um sie flüssig oder gasförmig zu machen, so würden sich die Diamanten unfehlbar auch künstlich nachbilden lassen.

117. Dimorphie und Polymorphie. Der Kohlenstoff zeigt auf eine recht anschauliche Weise, wie ein und derselbe Körper in ganz verschiedenen allotropischen Zuständen (84) und mit ganz verschiedenen Eigenschaften auftreten kann. In der Holzkohle, dem Russ, Coak und der Thierkohle ist er schwarz ohne eine bestimmte Gestalt (amorph), und leicht verbrennlich; im Graphit ist er schwarz, blätterig krystallisirt und äusserst schwer verbrennlich; im Diamant farblos, wie eine vierseitige Doppelpyramide krystallisirt und ebenfalls schwer zu verbrennen. Kann ein Körper zwei oder noch mehr verschiedene Gestalten annehmen, so heisst er im ersteren Falle dimorph (zweigestaltig), im letzteren polymorph (vielgestaltig).

Die Ursache dieser Verschiedenheit liegt jedenfalls in der Art und Weise, wie die kleinsten Theilchen oder die Molecule des Kohlenstoffs mit einander verbunden sind. Dieselben Fasern der Baumwolle, welche nach dem Kämmen parallel neben einander liegen, geben verworren durch einander geschlungen Papier oder Pappe, locker verschlungen Watte, gewunden Garn, regelmässig gekreuzt Kattun, bei veränderter Verkettung Strumpfwaaren, Sammet, Velpel u. s. w. Was der Mensch hier künstlich vermag, das vermag auch die Natur durch physikalische und chemische Kräfte, nur auf eine ungleich feinere, künstlichere und mannigfaltigere Weise. Wir sehen die Zusammenfügung der Molecule zwar nicht mit unseren Augen, auch nicht durch das stärkste Vergrösserungsglas, wissen daher auch nicht genau, ob diese Vorstellungsweise richtig ist; wir halten die letztere aber doch für gerechtfertigt und für sehr nützlich, weil wir

durch sie in den Stand gesetzt werden, uns die gedachten Verschiedenheiten auf eine einfache und ungezwungene Art zu erklären.

Verbindungen des Kohlenstoffs.

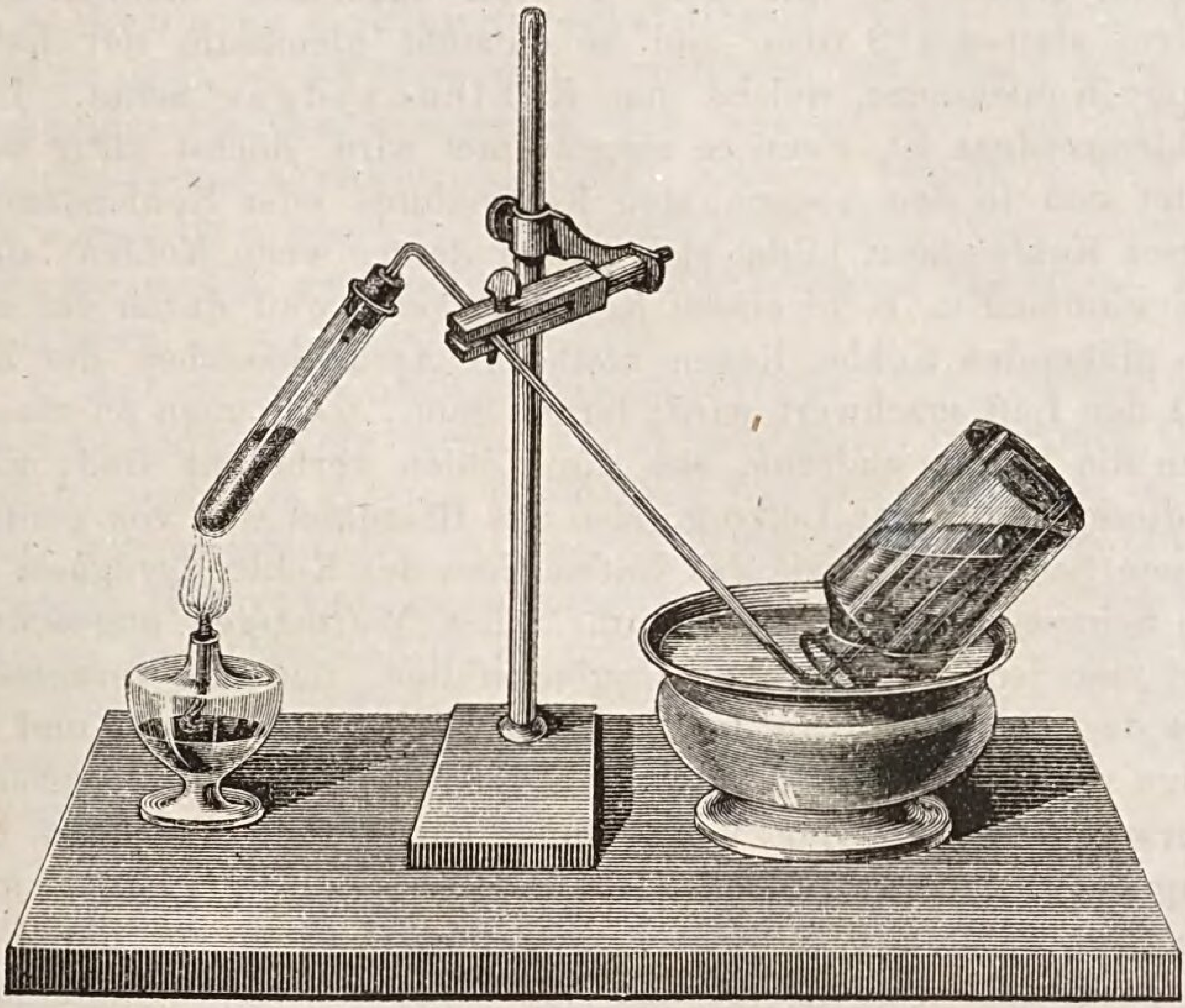
118. Kohlenstoff und Sauerstoff als Kohlensäure, CO_2. Lässt man Kohle an der Luft oder in der Erde liegen, so verändert sie sich nicht: sie ist unverweslich und unzerstörbar bei gewöhnlicher Temperatur, d. h. sie geht keine Verbindung mit dem Sauerstoff der Luft oder des Wassers ein. Dies geschieht aber sehr leicht und schnell, wenn man sie bis zum Glühen erhitzt, wie allgemein bekannt ist; sie verbrennt und verschwindet darin bis auf einen unbedeutenden Rückstand von Asche. Die Hitze, welche dabei entwickelt wird, ist eine Folge ihrer chemischen Verbindung mit dem Sauerstoff der Luft. Die dadurch gebildete Luftart heisst Kohlensäure; sie giebt mit Kalkwasser einen weissen Niederschlag (kohlensauren Kalk), wie dies schon mehrmals erwähnt worden ist. Die Kohlensäure besteht aus 1 Aeq. Kohlenstoff und 2 Aeq. Sauerstoff, hat also die Formel $= CO_2$. Man erhält sie auch auf folgende Weise:

Versuch. 5,4 Grm. Quecksilberoxyd werden mit 0,2 Grm. Kohle gemengt und in einem Probirgläschen erhitzt (Fig. 64). In dem hierbei gewonnenen Gase löscht ein brennender Holzspan aus, es ist also kein Sauerstoff (57). Schüttelt man Kalkwasser mit demselben, so entsteht eine Trübung und der Finger wird beim Umschütteln des Gefässes angezogen oder vielmehr durch die atmosphärische Luft in den Glashals gedrückt, ein Beweis, dass die Luftart vom Kalkwasser verschluckt wurde und ein luftleerer Raum im Innern des Glases entstand. Wurde nach 57. Quecksilberoxyd für sich erhitzt, so zerfiel es in Quecksilber und Sauerstoff; dies geschieht auch hier, allein der Sauerstoff entweicht nicht als solcher, sondern verbindet sich zuvor mit einem Theile der vorhandenen Kohle, das entweichende Gas ist demnach Kohlensäure. Das Quecksilber findet sich als ein Metallspiegel an dem oberen, kälteren Theile des Probirgläschens.

Nach Beendigung des Versuches findet man noch etwas Kohle am Boden, denn es haben sich nur 0,15 Grm. Kohlenstoff mit

den im Quecksilberoxyd enthaltenen 0,4 Grm. Sauerstoff, oder duplirt 3 Decigr. des ersten mit 8 Decigr. des letzteren verbun-

Fig. 64.



den, also genau so viel als bei der Verbrennung der Kohle in reinem Sauerstoff (65. 72). Man sieht: 3 Gewichtstheile Kohlenstoff können ebenso viel Sauerstoff festhalten als 100 Gewichtstheile Quecksilber, oder (nach 72) ebenso viel als 8 Gewichtstheile Schwefel, 6$^1/_5$ Gewichtstheile Phosphor, 23 Gewichtstheile Natrium oder 21 Gewichtstheile Eisen. Man nennt diese Zahlen Aequivalente; sie geben uns an, dass 3 Gewichtstheile Kohle chemisch so viel werth sind, so viel leisten, als 100 Gewichtstheile Quecksilber, oder als 8 Gewichtstheile Schwefel etc. Wir sagen in demselben Sinne, wenn wir sehen, dass eine Dampfmaschine in einem Tage dieselbe Arbeit verrichtet, wozu 4 Pferde oder statt derselben 24 Menschen nothwendig sein würden: die Kraft der Dampfmaschine ist äquivalent (gleich stark) der Kraft von 4 Pferden oder von 24 Menschen (Weiteres über die Kohlensäure s. 196 ff.).

119. Kohlenstoff und Sauerstoff als Kohlenoxydgas, CO. Bei jeder Verbrennung, wo die Kohle genug Luft antrifft, entsteht Kohlensäure; fehlt es aber an Luft, so verbinden sich 3 Grm. Kohle nur mit halb so viel Sauerstoff, nämlich mit 4 Grm. statt mit 8 Grm. und es entsteht gleichsam nur halbfertige Kohlensäure, welche man Kohlenoxydgas nennt. Das Kohlenoxydgas ist, wenn es eingeathmet wird, höchst giftig und findet sich in dem sogenannten Kohlendunst oder Kohlendampf. Dieser Kohlendunst bildet sich immer dann, wenn Kohlen langsam glimmen (z. B. in einem Kohlenbecken), weil durch das auf den glühenden Kohlen liegen bleibende Aschenhäutchen der Zutritt der Luft erschwert wird; ferner dann, wenn man an einem Ofen die Klappe zudreht, ehe die Kohlen verbrannt sind, weil in diesem Falle der Luftzug, also das Hinzukommen von genugsamem Sauerstoff, sowie das Entweichen des Kohlenoxydgases in den Schornstein verhindert wird. Aller Warnungen ungeachtet hört man jeden Winter von Unglücksfällen, dadurch veranlasst, dass das Abzugsrohr an den Oefen zu früh verschlossen und in Folge davon das gebildete Kohlenoxydgas in die Stube zurückgedrängt wurde. Zur Vermeidung derselben sollte man die Klappen in dem Abzugsrohre des Rauches ganz abschaffen und den Ofen dafür mit luftdicht schliessenden Thüren vor der Einfeuerung und dem Aschenfalle versehen, welche ebenfalls das schnelle Abkühlen des Ofens und Zimmers verhindern.

Das Kohlenoxydgas brennt beim Anzünden mit blauer Flamme und nimmt dabei noch die Menge von Sauerstoff auf, die es bei seiner Entstehung wegen Mangels an Luft nicht erlangen konnte, nämlich noch einmal so viel als es schon besitzt; es geht dabei in Kohlensäure über: aus CO wird CO_2. Die blaue Flamme, die man immer bemerkt, wenn frische Kohlen bei einem Feuer aufgeschüttet werden, oder wenn grosse Mengen glühender Kohlen über einander liegen, ist brennendes Kohlenoxydgas.

120. Kohlenstoff und Wasserstoff. Der Kohlenstoff verbindet sich zwar auf directem Wege nicht mit dem Wasserstoff, dennoch aber giebt es sehr viele Verbindungen dieser beiden Elemente, welche theils in den lebenden Pflanzen natürlich gebildet, theils durch Veränderung der Pflanzen- und Thierstoffe künstlich erzeugt werden. Feste Kohlenwasserstoffe sind z. B.

das Kautschuck, flüssige das Terpentinöl und Steinöl, luftförmige das Sumpfgas und Leuchtgas. Die zwei letzteren bilden hauptsächlich die Flamme unserer Beleuchtungsmittel und sind daher etwas näher zu betrachten.

a. Leichtes Kohlenwasserstoffgas, C_2H_4 (specif. Gewicht = 0,56), ist ein farb- und geruchloses, mit blauer, schwach leuchtender Flamme brennendes Gas, welches auch die Namen Sumpfgas und Grubengas trägt. Ersteren erhielt es, weil es sich immer da erzeugt, wo organische Stoffe unter Wasser faulen; letzteren, weil es aus manchen Steinkohlenlagern ausströmt und die Grubenluft explosiv macht (125).

b. Schweres Kohlenwasserstoffgas, C_4H_4 (specif. Gewicht = 0,97), ist ein farbloses, eigenthümlich riechendes Gas, welches auch die Namen ölbildendes Gas oder Elaylgas (s. d.) führt, weil es mit Chlor zu einer ölförmigen, in Wasser untersinkenden Flüssigkeit zusammengeht. Wegen seines grösseren Gehaltes an Kohlenstoff ist es schwerer als das Grubengas und mit stark leuchtender Flamme brennbar. Unser Kerzen-, Lampen- und Gaslicht verdankt dieser Verbindung seine Leuchtkraft.

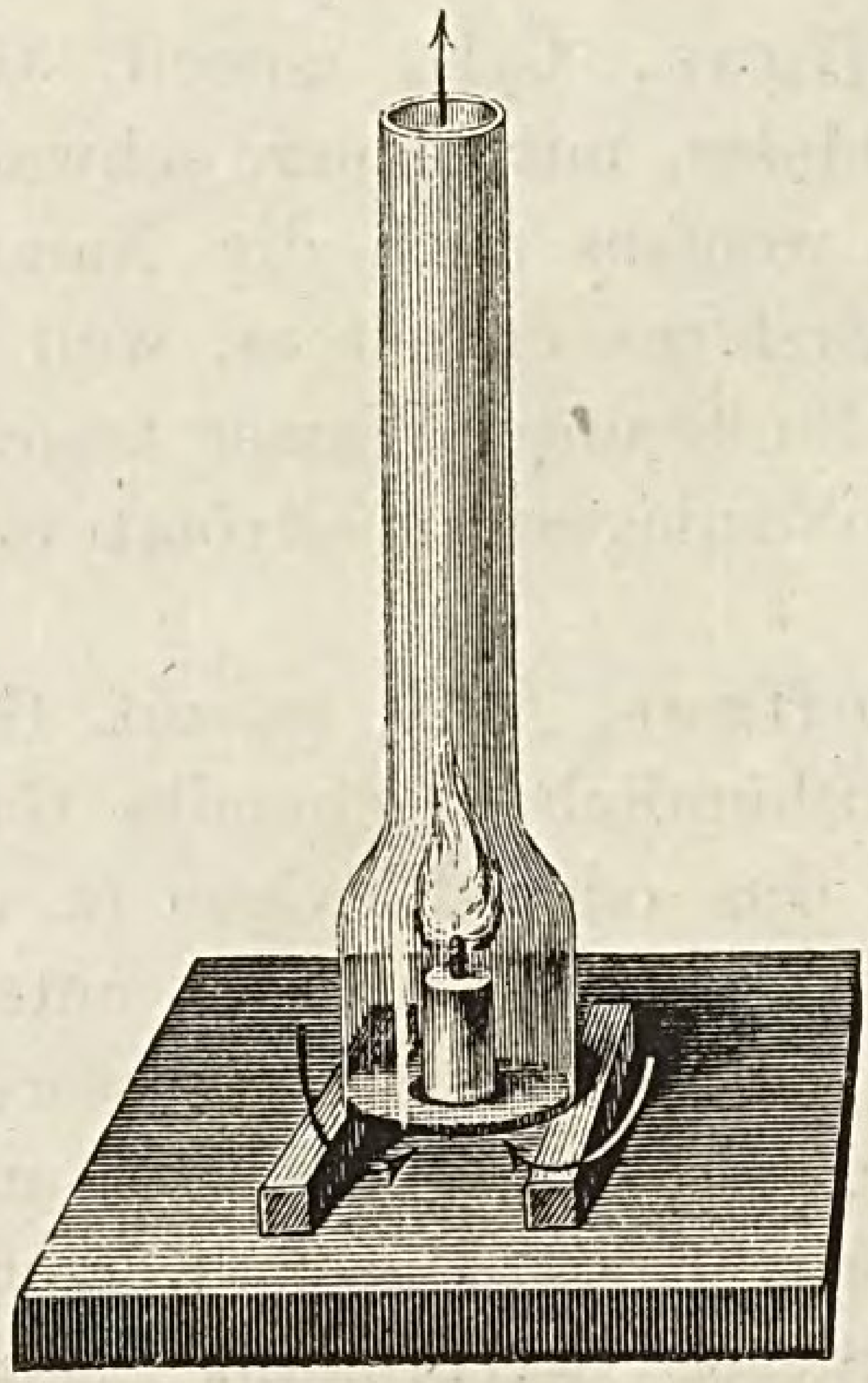
Verbrennung.

— Bis 1780 einem besonderen Brennstoff (Phlogiston) zugeschrieben; von Lavoisier zuerst als ein Oxydationsprocess erkannt. —

121. Bedingungen der Verbrennung. Alle im gewöhnlichen Leben vorkommenden Verbrennungen entstehen durch eine schnelle chemische Verbindung der brennbaren Körper mit dem Sauerstoff der Luft, und können demnach als Oxydationsprocesse betrachtet werden. Die verbrannten oder oxydirten, d. h. mit Sauerstoff verbundenen Brennmaterialien sind meist luftförmig, wir nennen sie Rauch; in ihnen kann eine weitere Verbrennung nicht mehr stattfinden. Es folgt hieraus: dass man, um eine Verbrennung zu unterhalten, zu dem Feuer immer frische Luft hinzuführen, von demselben aber die verbrannten Luftarten, den Rauch, hinwegleiten muss. Dies geschieht durch den Luftzug. Ferner muss der Hitzgrad erreicht und erhalten werden, bei dem der betreffende Körper an- und fortbrennen kann.

122. Luftzug. *Versuch.* Ein Stückchen Talglicht wird angezündet und darüber ein gewöhnlicher Lampencylinder gestellt: es verlöscht sehr bald, weil keine frische Luft von unten hinzutreten kann. Ebenso löscht das Licht aus, wenn man den Cylinder oben mit einem Brettchen bedeckt, ob man ihn auch unten so hält, dass Luft einströmen kann: es verlöscht in diesem Falle, weil das Entweichen der verbrannten Luftarten verhindert wird. Stellt man den Cylinder aber unbedeckt auf ein Paar Holzstäbchen, so brennt das Licht ruhig fort und man kann an dem Rauche eines eben ausgeblasenen Wachsstockes, den man in die Nähe der unteren Oeffnung hält, leicht sehen, dass unten die Luft hineinströmt, oben aber wieder entweicht, nachdem sie zum Verbrennen gedient hat und dabei heiss und leichter geworden ist.

Fig. 65.



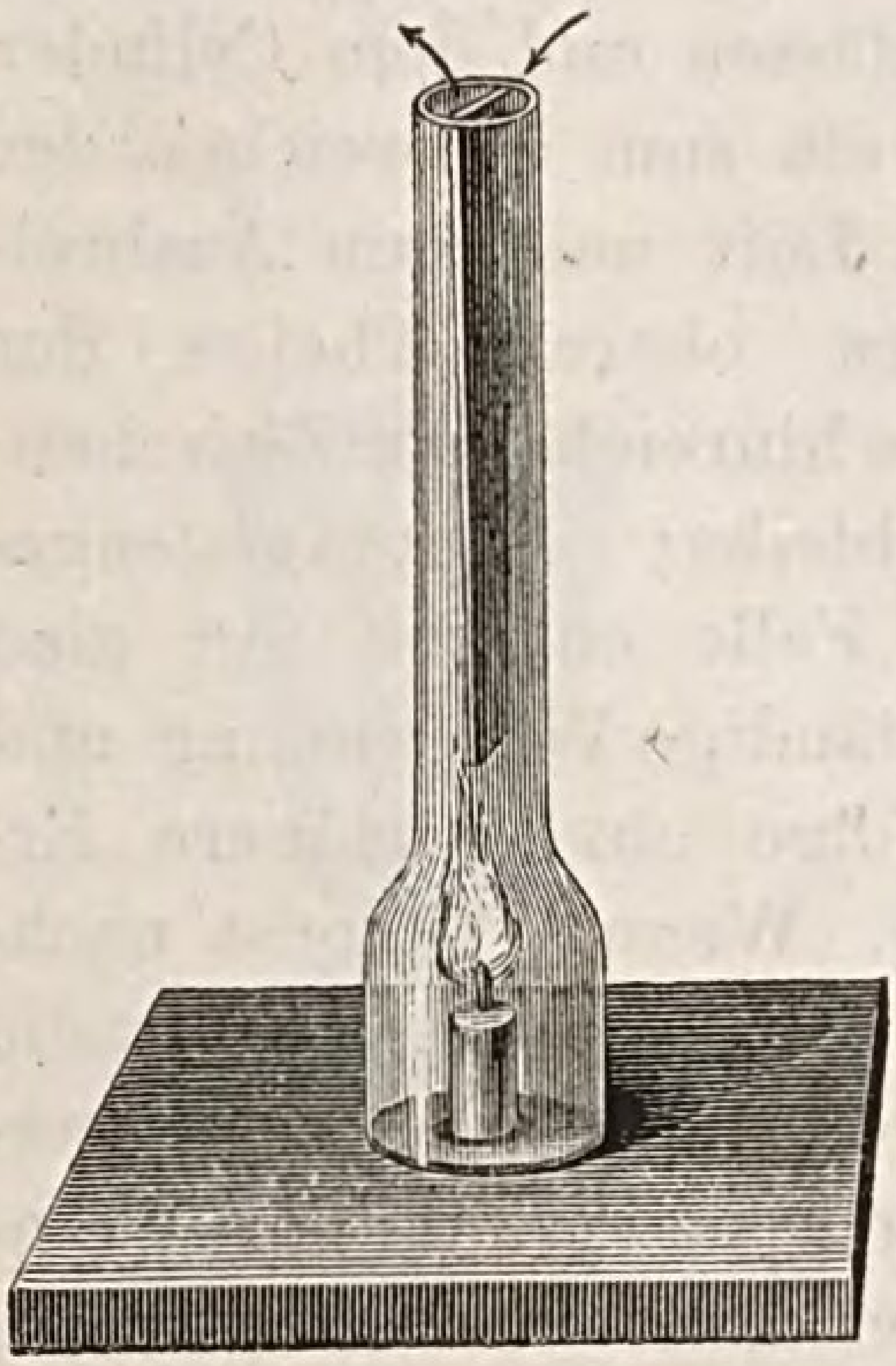
Einer freien Lichtflamme kann man die Hand von oben ziemlich nahe bringen, ohne sie zu verbrennen; ist das Licht aber mit dem Cylinder umgeben, so wird man mit der Hand ein sehr grosses Stück in die Höhe rücken müssen, ehe man die Hitze der Flamme ertragen kann. In dem ersten Falle breitet sich die heisse Luft nach allen Seiten aus, in dem letzteren wird sie durch den Cylinder zusammengehalten. Eine Folge hiervon ist, dass die heisse Luft oben schneller ausströmen und dafür unten schneller kalte hinzutreten muss. Durch diesen vermehrten Luftzug bewirken die Cylinder eine raschere und vollständigere Verbrennung und eine hellere und stärker leuchtende Flamme.

Was die Cylinder für die Lampen sind, das sind die Schornsteine für die Oefen. Es ist bekannt, dass enge, sogenannte russische Essen besser ziehen als weite; aus ersteren entweicht die Luft heisser und schneller, es strömt daher auch durch den Aschenherd eine grössere Menge kalter Luft zu

dem Feuer und verursacht eine grössere Lebhaftigkeit der Verbrennung.

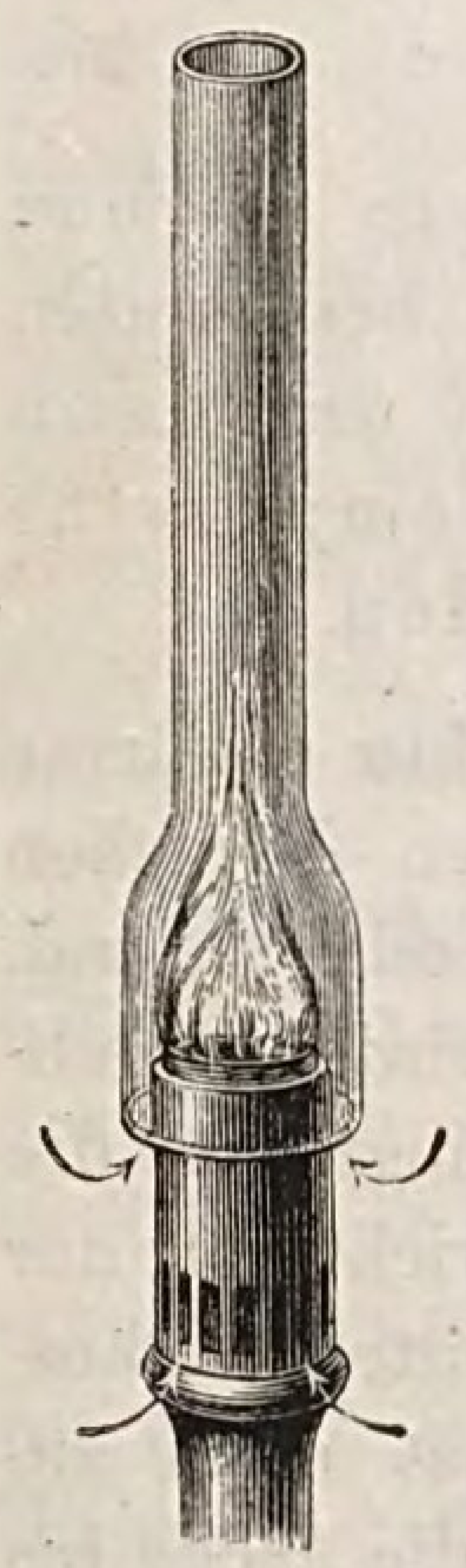
Versuch. Theilt man den oberen Theil des Cylinders durch einen eingeschobenen Holzspan in zwei Hälften, so brennt das Licht fort, auch wenn von unten nicht Luft zu demselben dringen kann. Der Rauch eines glimmenden Wachsstockes wird auf der einen Seite, wie es die Pfeile andeuten, hereingezogen, auf der anderen herausgetrieben; es entsteht also ein Luftzug von oben nach unten, wodurch das Licht den zum Verbrennen erforderlichen Sauerstoff erhält, wie dies auch an der zitternden Bewegung der Flamme zu sehen ist.

Fig. 66.



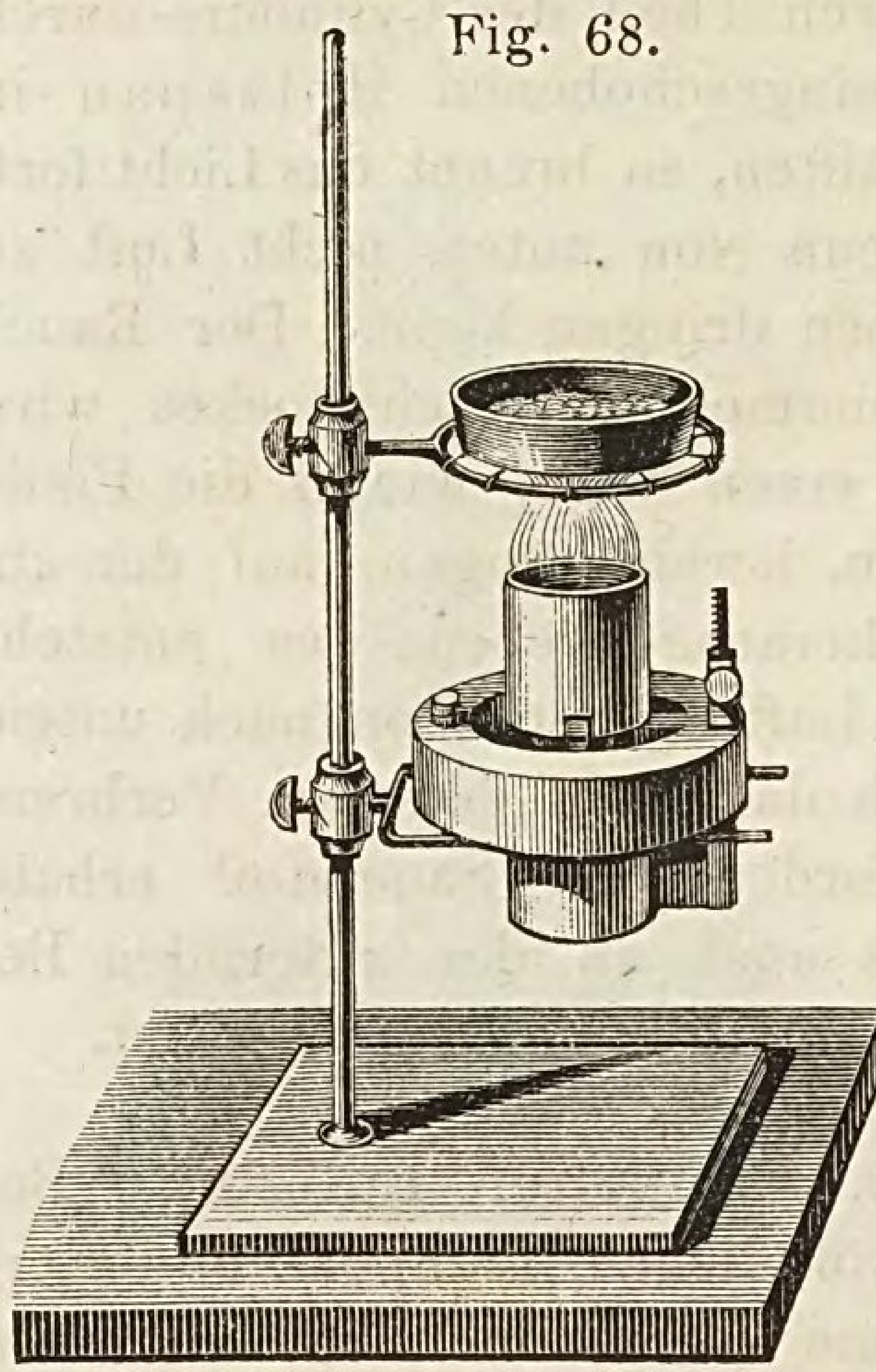
123. Doppelter Luftzug. Bei der gewöhnlichen Lampen- und Kerzenflamme kann die Luft nur von aussen hinzutreten, es findet daher nur in dem äusseren Kreise derselben eine Verbrennung statt, nicht aber zugleich im Innern, wie der dunkle Kern anzeigt. Lässt man aber auch von Innen Luft zu der Flamme treten, so verschwindet dieser dunkle Kern und es entsteht ein blendenderes Licht und eine vollständigere Verbrennung. Am einfachsten geschieht dies durch einen hohlen oder cylindrischen Docht, wodurch ein Flammenkranz gebildet wird, zu welchem sowohl inwendig von unten her, als auch auswendig von der Seite her Luft hinzuströmen kann. Man nennt Lampen solcher Art nach ihrem Erfinder Argand'sche, oder Lampen mit doppeltem Luftzuge. Eine gleiche Einrichtung hat die sogenannte Berzelius'sche Weingeistlampe, die man bei chemischen Arbeiten allgemein anwendet, wenn man höhere Hitzgrade braucht, als sich durch eine einfache Weingeistlampe hervorbringen lassen. Sie besteht aus Messingblech und ist auf

Fig. 67.



einem messingenen Stativ befestigt, an dem sich mehre grössere und kleinere Ringe befinden, auf welche man Schalen, Tiegel und andere Kochgeschirre stellen kann. Bei ihrem Gebrauche ist darauf zu sehen, dass zwischen den Gefässen und dem Cylinder immer ein zum Entweichen der heissen Luft und zum Ausbreiten des oberen Theiles der Flamme hinreichender Zwischenraum bleibe; im entgegengesetzten Falle entsteht nur eine unvollständige Verbrennung und demzufolge eine geringere Erhitzung. Wenn Weingeist nachgefüllt werden soll, so muss die Lampe vorher ausgelöscht werden, weil ausserdem der Weingeist während des Eingiessens leicht mit anbrennen oder beim Ueberlaufen der Lampe eine Feuerüberfluthung veranlassen kann.

Fig. 68.



124. Entzündungstemperatur. Soll ein Körper an- und fortbrennen, so muss er ferner erst bis auf einen bestimmten Punkt erwärmt und dann auf dieser Temperatur erhalten werden.

Fig. 69.

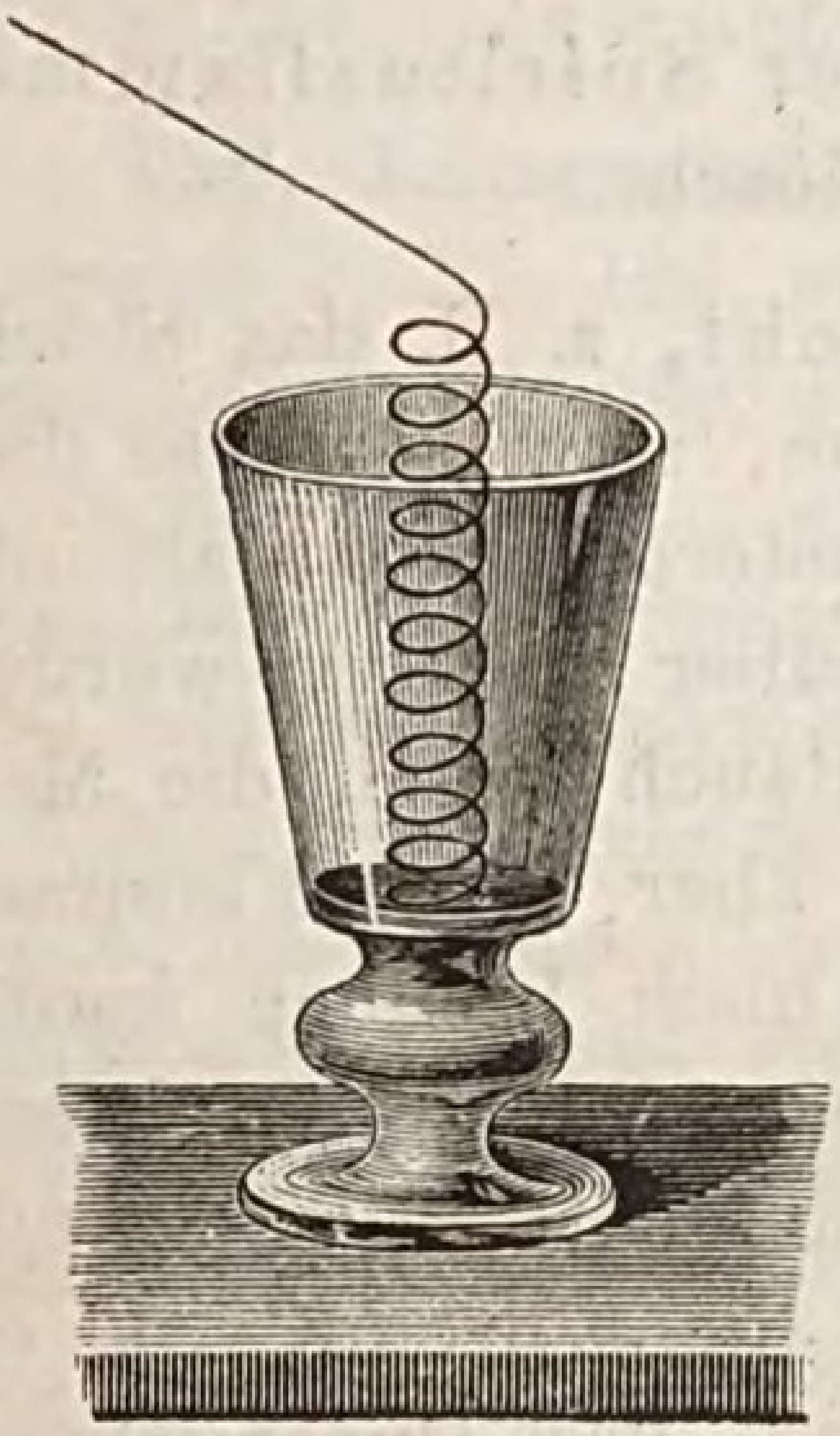


Versuch a. Man erwärme in einem kleinen Töpfchen etwas Asche oder Sand, worauf man einige Reibzündhölzchen gelegt hat: die letzteren, oder richtiger der in ihnen enthaltene Phosphor, werden erst dann anbrennen, wenn die Asche bis auf ungefähr 65^0 bis 70^0 C. erwärmt worden ist, was

durch ein in dieselbe gehaltenes Thermometer leicht wahrgenommen werden kann.

Versuch b. Ein dünner Platindraht wird so um einen schwachen Bleistift gewickelt, dass er, von letzterem abgezogen, eine hohle Spirale bildet. Hält man diese, nachdem sie in einer Weingeistflamme weissglühend geworden, schnell in ein gelind angewärmtes Glas, in welches man einen Theelöffel voll starken Weingeistes gegossen hat, so glüht sie in dem Weingeistdampfe fort, während sie in der Luft bald zu glühen aufhört.

Fig. 70.



Wiederholt man diesen Versuch mit Aether, statt mit Weingeist, so entzündet sich der Aether und brennt mit Flamme, sobald der Draht weissglühend geworden; glüht der letztere nur roth, so entsteht keine Entflammung. Man sieht, die Temperatur des rothglühenden Drahtes reicht noch nicht hin zur Entzündung des Aethers; diese tritt erst ein bei noch stärkerer Erhitzung, beim Weissglühen des Drahtes. Der Weingeist wurde hierdurch noch nicht zum Anbrennen gebracht. Wie der Phosphor des Zündhölzchens erst anbrennen konnte, wenn er bis 70^0 C. erhitzt wurde, der Aether aber erst bei einer noch viel höheren Temperatur, so brauchen alle verbrennlichen Stoffe einen bestimmten Wärmegrad, um lebhaft verbrennen zu können, manche einen höheren, andere einen weniger hohen.

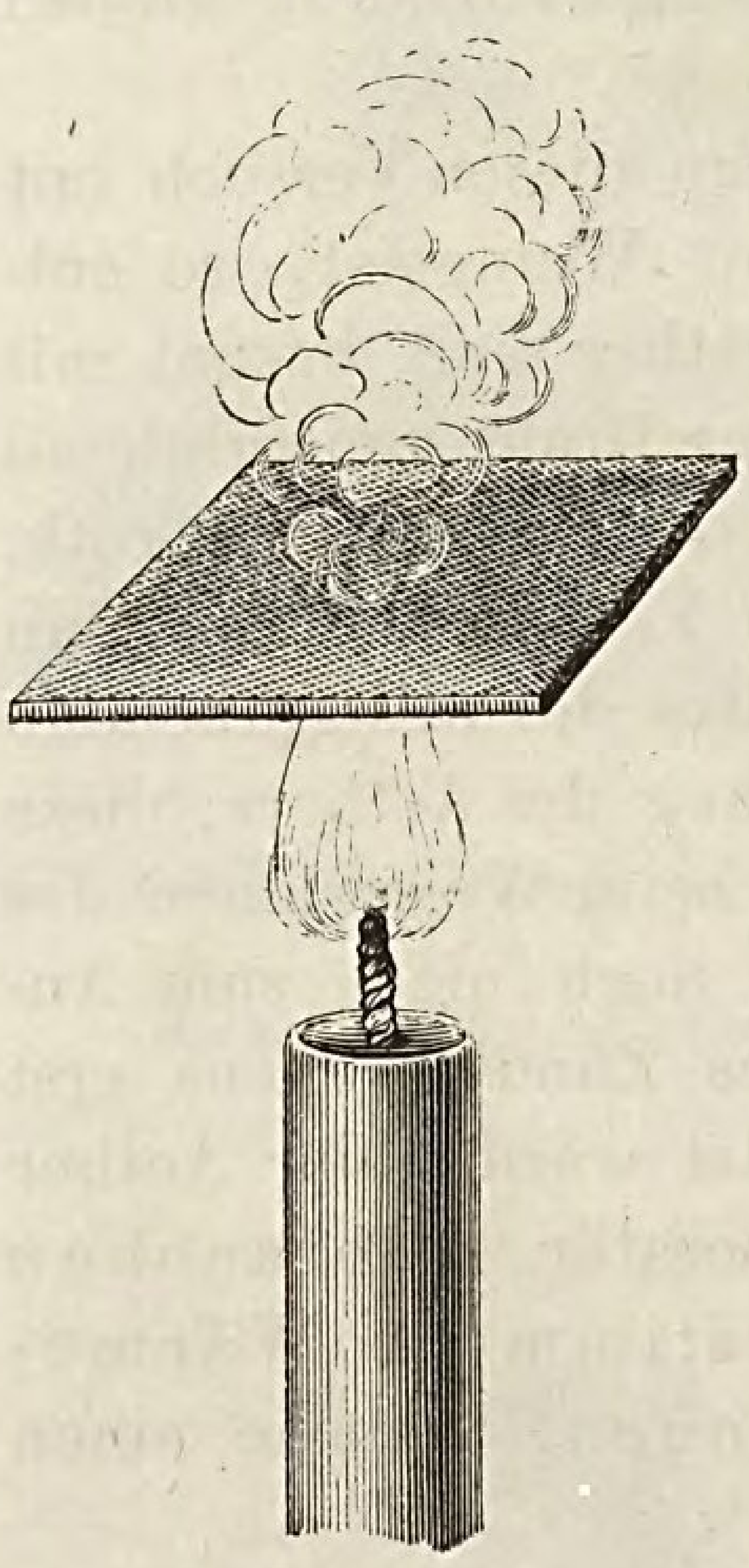
125. Auslöschen durch Abkühlung. Werden brennende Körper bis unter die zum Fortbrennen nöthige Temperatur abgekühlt, so löschen sie aus. Glühendes Eisen brennt in Sauerstoff fort, in gewöhnlicher Luft nicht; bei der lebhaften Verbrennung in Sauerstoff bleibt es heiss genug, um weiter zu brennen, bei der fünfmal langsameren in der Luft aber wird nicht so viel Hitze entwickelt, als zum Fortbrennen nöthig ist. Steinkohlen brauchen zum Fortbrennen eine höhere Temperatur als Holz, sie müssen daher in dem Ofen nahe zusammen und über einander

liegen, sonst kühlen sie sich leicht zu stark ab und löschen aus; Holz kann fortbrennen, auch wenn es zerstreut im Ofen liegt. Eine glühende Kohle löscht viel schneller aus, wenn sie auf Eisen gelegt wird, als auf Holz, denn das Eisen, ein guter Wärmeleiter, entzieht ihr die Wärme viel schneller als das schlechtleitende Holz.

Man kann selbst eine Talglicht- oder Spiritusflamme durch Eisen so stark abkühlen, dass sie verlöscht.

Versuch. Senkt man ein Drahtgeflecht, z. B. das Stück eines feinen Siebbodens, in eine Lichtflamme, so wird diese dadurch eben so niedergedrückt, als ob ein Stück Blech darüber gehalten würde, und es geht nur Rauch durch die Maschen des Siebes, aber keine Flamme. Dass dieser Rauch noch brennen kann, sieht man leicht, wenn man ein brennendes Papier hineinhält. Der Grund, warum er dennoch nicht brennt, ist: es wird ihm während des Durchgehens durch das Drahtgewebe so viel Wärme weggenommen, dass er oben bis unter die Temperatur abgekühlt austritt, die er zum Fortbrennen braucht; giebt man ihm diese durch einen hineingehaltenen brennenden Körper wieder, so entflammt er sich von Neuem. Dasselbe geschieht auch von selbst, wenn das Drahtnetz weissglühend geworden ist, weil dann natürlich die Abkühlung aufhören muss.

Fig. 71.



Sicherheitslampe. Der berühmte englische Chemiker Davy hat hiervon eine höchst nützliche Anwendung gemacht, um die so oft in Steinkohlengruben vorkommenden Explosionen zu verhindern. In manchen Bergwerken strömt aus den Spalten der Steinkohlen eine brennbare Luft (Grubengas oder leichtes Kohlenwasserstoffgas) aus, welche, wenn sie sich in der atmosphärischen Luft ausbreitet, mit dieser eine Art Knallgas (schlagende Wetter) bildet, das den Bergmann zerschmettern und verbrennen kann, der mit einem brennenden Lichte in einen mit solcher Luft er-

füllten Gang kommt. Umgiebt man das Licht aber ringsum mit einem Drahtnetze, so brennt das Knallgas nur inwendig in der Drahthülle, ohne dass die Flamme durch den Draht hindurch das äussere Gas anzünden kann; der Bergmann hat also Zeit, sich aus dieser Gegend, aus der man nachher durch geeignete Mittel die gefährliche Luftart herausschafft, zu entfernen (Davy'sche Sicherheitslampe).

126. Langsame und rasche Verbrennung. Bei dem Versuch b, Nr. 124, erfahren die Weingeistdämpfe durch die in ihnen fortglühende Platinspirale eine langsame Verbrennung, d. h. sie verbinden sich unter der Verbrennungshitze mit Sauerstoff, und dann immer mit einer geringeren Menge. Die dabei frei werdende Wärme reicht hin, den Draht glühend zu erhalten (Glüh- oder Räucherlämpchen). Riecht man in das Glas, so bemerkt man einen unangenehmen, säuerlichen Geruch; dieser rührt von den aus Weingeist und Sauerstoff bei der langsamen Verbrennung entstandenen neuen Verbindungen her, welche man als halbverbrannten Weingeist ansehen kann. Zündet man den Weingeist an, so verbrennt er rasch und vollständig und die dabei gebildeten Producte besitzen keinen Geruch; es bilden sich also andere Verbindungen bei der raschen Verbrennung als bei der langsamen.

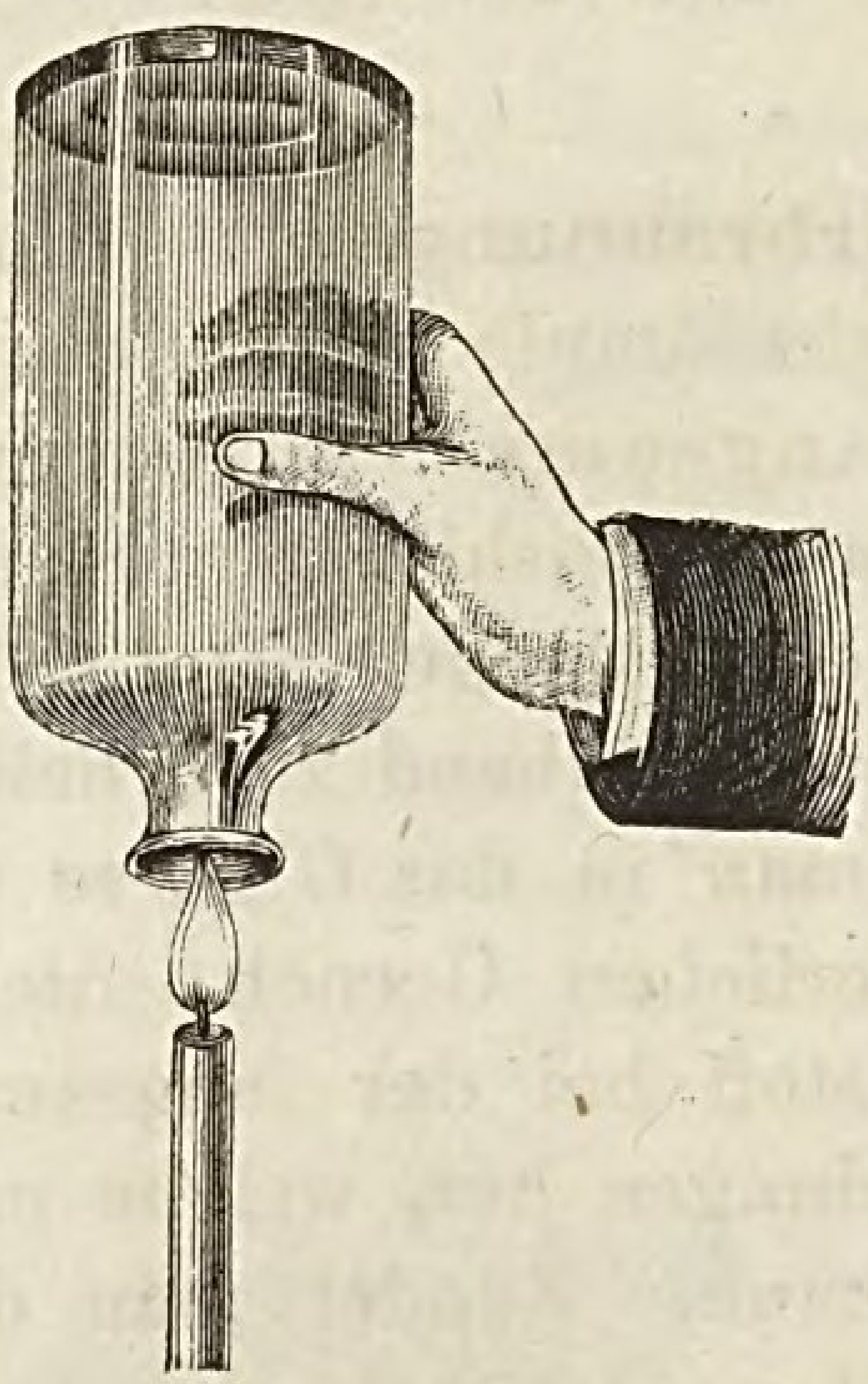
Denselben unangenehmen Geruch nimmt man auch wahr, wenn man den Versuch 125 mit einer Weingeistflamme anstellt und in die durch das Drahtnetz aufsteigenden Dämpfe riecht. Unterhalb des Netzes brennen die Weingeistdämpfe rasch, oberhalb desselben langsam, weil sie durch den die Wärme schnell aufnehmenden Eisendraht bis unter die zur raschen Verbrennung erforderliche Temperatur abgekühlt wurden. Unterliegt Phosphor der langsamen Verbrennung bei niedriger Temperatur, so nimmt 1 Aeq. desselben nur 3 Aeq. Sauerstoff auf, während bei der raschen Verbindung in hoher Temperatur 5 Aeq. Sauerstoff gebunden werden.

127. Vollständige Verbrennung. Beim Verbrennen von Wasserstoff wird Wasser gebildet (93), beim Verbrennen von Kohlenstoff Kohlensäure (65, 118). Diese beiden Producte entstehen auch bei der Verbrennung fast aller anderen im gewöhnlichen Leben vorkommenden Brennstoffe, denn die meisten

Brennmaterialien enthalten Wasserstoff und Kohlenstoff und erlangen eben dadurch die Fähigkeit, zu verbrennen.

Versuch. Man halte eine leere Flasche über ein brennendes Talglicht, so dass die sich bildenden heissen Luftarten in dieselbe steigen: sie wird inwendig beschlagen; der Beschlag besteht aus Wassertröpfchen, die sich aus dem Rauche verdichten, wenn er an die kalten Glaswände trifft. Im Rauche ist also Wasserdampf. Hierdurch wird es erklärlich, warum sich an jedem Gefässe beim Erwärmen durch eine Lampe Wassertropfen an der Aussenseite absetzen, so lange es noch kalt ist. Nun giesse man Kalkwasser in die Flasche und schüttle es darin um: es wird trübe werden, wie Milch, und beim Stehen ein weisses Pulver (kohlensauren Kalk) fallen lassen. Im Rauche ist also auch Kohlensäure. Ausserdem muss in dem Rauche natürlich auch noch Stickstoff vorhanden sein aus der atmosphärischen Luft, deren Sauerstoff zur Unterhaltung des Feuers verbraucht wurde.

Fig. 72.

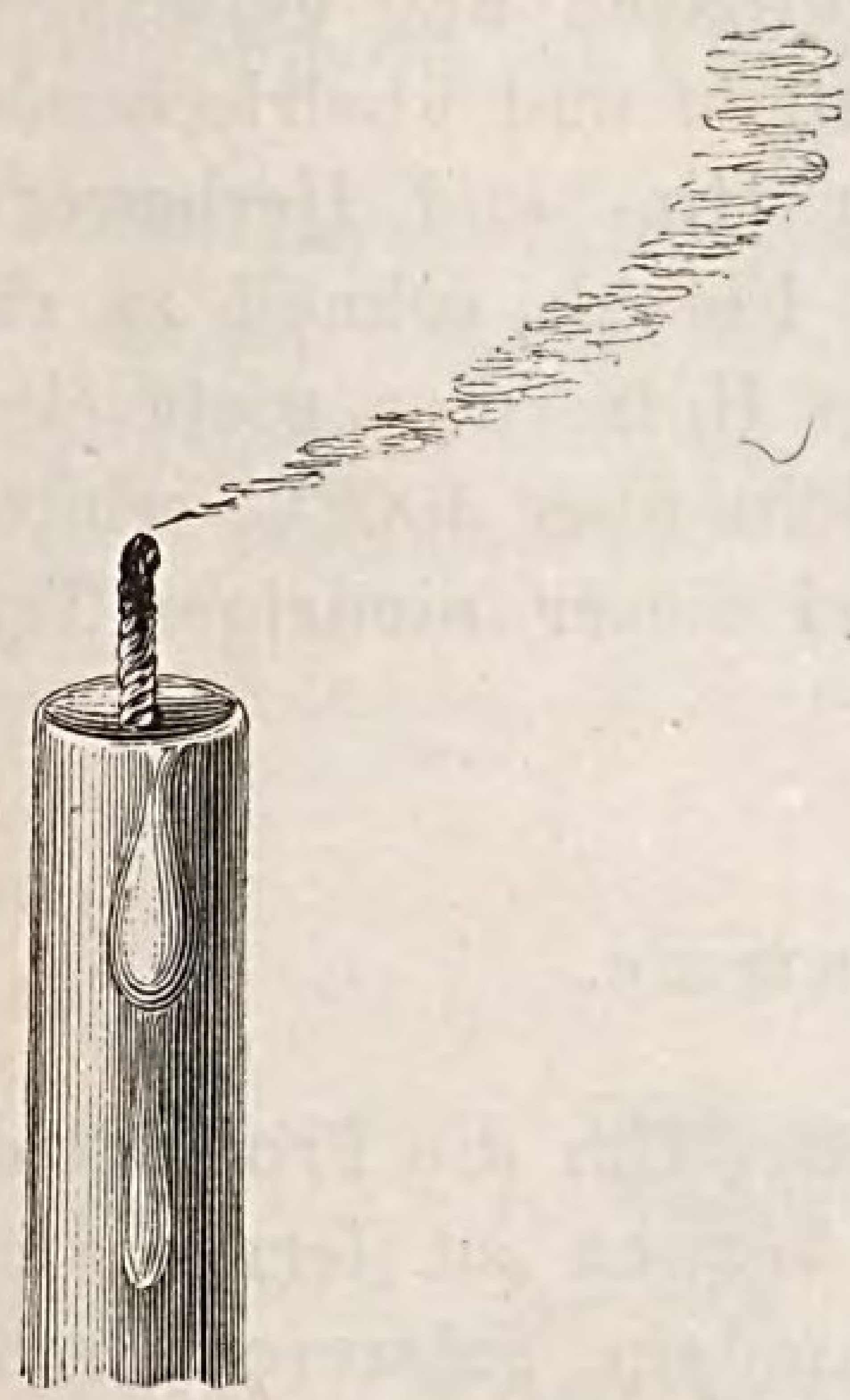


Dieselben Bestandtheile finden sich auch in dem aus den Schornsteinen unserer Häuser emporsteigenden Rauche, mag dieser nun durch Verbrennung von Holz, Steinkohlen oder Braunkohlen gebildet worden sein; ferner auch in dem obgleich unsichtbaren Luftstrome, der von einer brennenden Weingeist- oder Oellampe in die Höhe steigt. Bei der vollständigen Verbrennung erzeugen sich nur diese zwei Producte; der gesammte Kohlenstoff des Brennmaterials wird zu Kohlensäure, der gesammte Wasserstoff zu Wasserdampf verbrannt.

128. Unvollständige Verbrennung. *Versuch.* Bläst man ein Licht aus, welches eine lange Schnuppe hatte, so kann man den von dem Dochte aufsteigenden Rauch in einiger Entfernung wieder anzünden; dieser Rauch besteht aus den brennbaren Luftarten, in welche der Talg beim Erhitzen verwandelt wird: er ist halbverbrannter Talg und hat einen unangenehmen Ge-

ruch. Nach dem Auslöschen reicht die Hitze nicht mehr hin zu seiner vollständigen Verbrennung; diese tritt aber wieder ein, wenn man den Rauch durch einen brennenden Span erhitzt und anzündet. Vollständig verbrannter, d. h. in Kohlensäure und Wasser verwandelter Talg besitzt keinen Geruch. Der üble Geruch beim Versengen der Haare oder Kleidungsstücke, beim Ueberlaufen von kochender Milch, beim Glimmen von Löschpapier u. a. m., er ist ebenfalls die Folge einer unvollständigen Verbrennung.

Fig. 73.



Russ. *Versuch.* Umwickelt man die Zuglöcher einer brennenden Astral- oder Argand'schen Lampe (123) mit einem Papierstreifen, so wird die Flamme sogleich düster und roth und stösst einen dicken schwarzen Rauch aus, der sehr unangenehm riecht und eine darüber gehaltene Kerze mit Russ überzieht. Hier entsteht eine unvollständige Verbrennung des Oeles durch Abschliessung der Luft; ein Theil des im Oele enthaltenen Kohlenstoffes bleibt dabei unverbrannt und entweicht als Russ.

Lampenruss. *Versuch.* Dasselbe geschieht durch Abkühlung, z. B. wenn man über die Flamme einer gewöhnlichen Oellampe einen Blechlöffel so hält, dass die Flamme zum Theil niedergedrückt wird. Das Eisen kühlt die Flamme nicht nur ab, weil es als guter Wärmeleiter die Wärme schnell fortführt, sondern es hemmt auch den Luftzug; ein Theil des Kohlenstoffes bleibt deshalb unverbrannt und setzt sich

Fig. 74.



in dem Löffel als Russ ab. Auf diese Weise bereiten sich die Uhrmacher das Lampenschwarz zum Bemalen der Zifferblätter. Ein Talglicht giebt einen unsichtbaren und geruchlosen Rauch, wenn es ruhig brennt, einen russigen und übelriechenden dagegen, wenn man durch Blasen oder Hin- und Herbewegen des Lichtes die Flamme abkühlt. Um Fleisch schnell zu räuchern, verbrennt man grünes oder nasses Holz; dies giebt einen dicken schwarzen Rauch, weil es sich nicht über 100° C. erhitzen lässt, so lange es Wasser enthält, und bei dieser niedrigen Temperatur nur unvollständig verbrennt.

Leuchtgas und Flamme.

129. Leuchtgas aus Holz. *Versuch.* Um die Producte der unvollständigen Verbrennung näher kennen zu lernen, fülle man ein grösseres Probirgläschen halb mit Holzspänen an und erhitze es, nachdem man die Oeffnung mit einem Korke verschlossen hat, in dem eine Glasröhre oder ein Stück irdenes Pfeifenrohr steckt. Die sich bildenden luftförmigen Stoffe müssen durch die Röhre entweichen; sie entzünden sich an einem Lichte und brennen mit leuchtender Flamme. Unangezündet riechen sie sauer, rauchartig und brenzlich, beim Verbrennen dagegen verschwindet dieser Geruch vollkommen. Die Flamme entsteht also durch verbrennende Gase oder Luftarten. Körper, welche beim Verbrennen nicht gasförmig werden, können nur glühen, nicht aber mit Flamme brennen. In dem Probirgläschen bleibt zuletzt Holzkohle zurück, welche wegen Mangels an Luft nicht mit verbrennen konnte. Auf ähnliche Weise bereitet

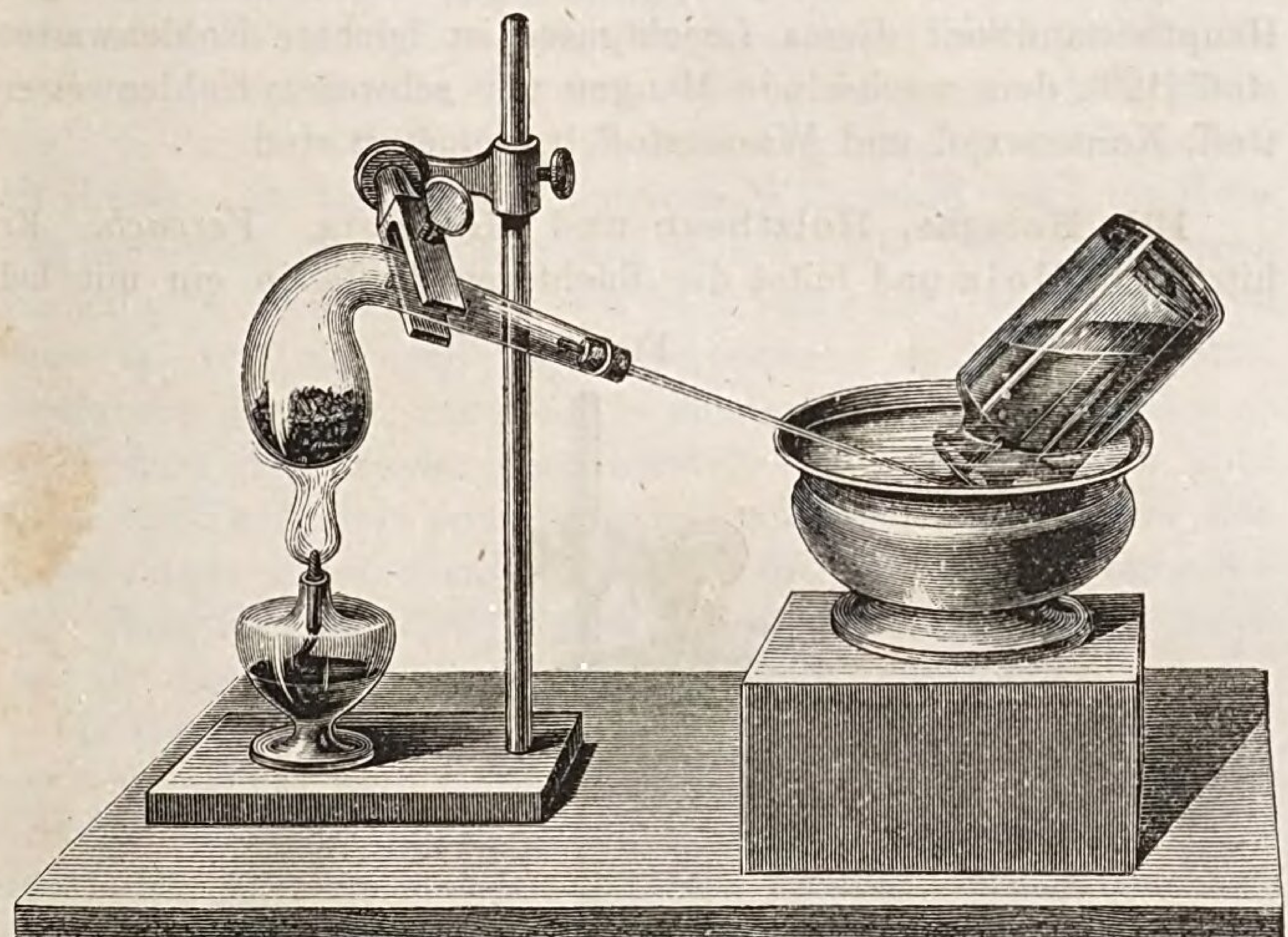
Fig. 75.



man sich im Grossen das Leuchtgas durch Erhitzen von Holz, Steinkohlen, Harz u. s. w. in verschlossenen eisernen Cylindern oder Gasretorten. Jedes Talglicht, jede Oellampe ist ein Gasbereitungsapparat im Kleinen.

130. Leuchtgas aus Steinkohlen. *Versuch.* Man wiederhole diesen Versuch in einer kleinen Retorte mit zerkleinerten Steinkohlen, leite das Gas aber durch eine gebogene Glasröhre in eine pneumatische Wanne, und fange es auf die bekannte

Fig. 76.

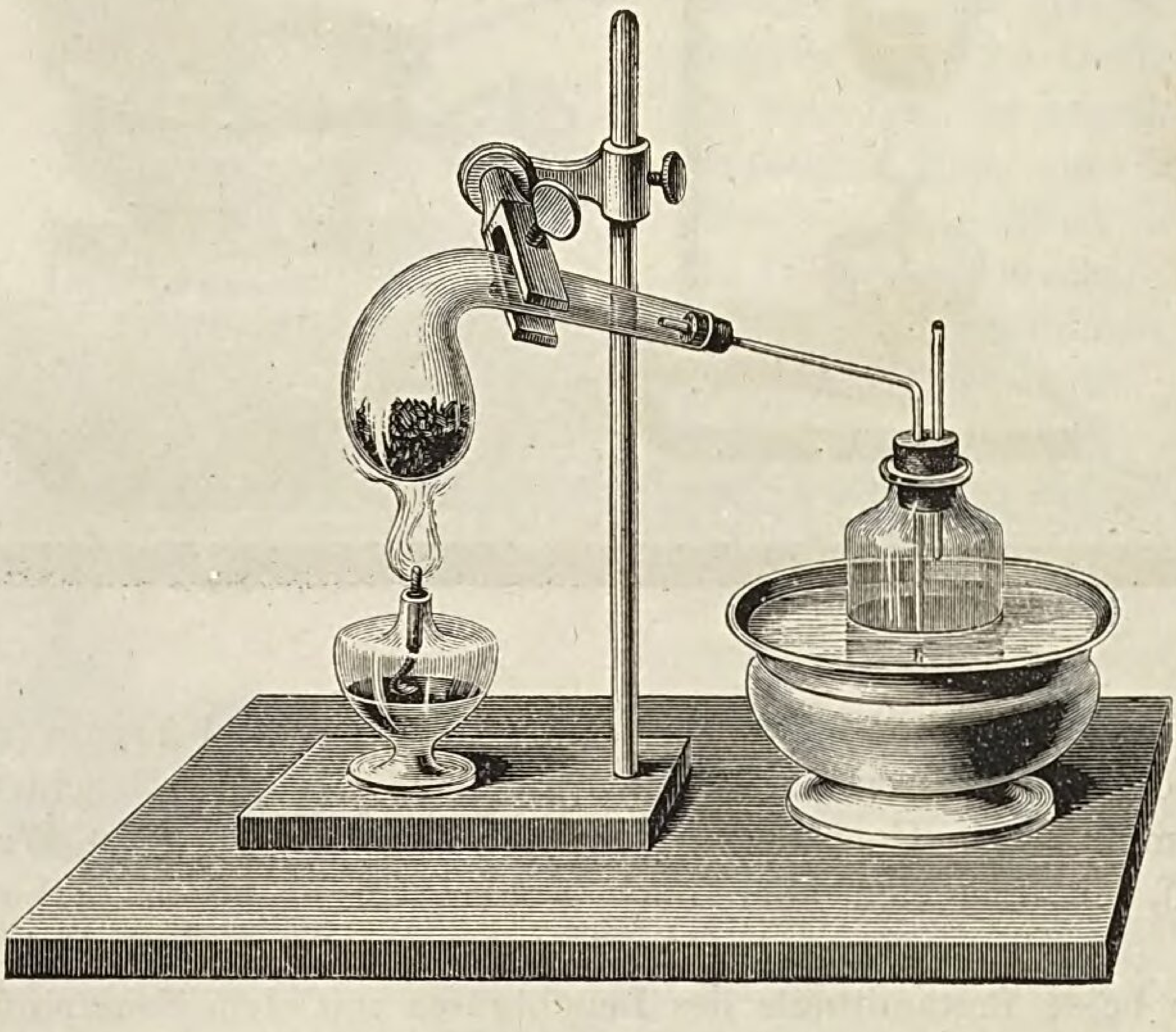


Weise in Flaschen auf. Das Gas ist farblos und brennt angezündet wie Wasserstoffgas, nur mit einer viel heller leuchtenden Flamme. Sein Hauptbestandtheil ist auch in der That Wasserstoff, mit dem sich aber noch Kohlenstoff chemisch verbunden hat (Kohlenwasserstoffgas). Beim Verbrennen verbinden sich beide Bestandtheile des Leuchtgases mit dem Sauerstoff der Luft und wandeln sich dabei in Kohlensäure und Wasser um. In der Retorte bleibt Kohlenstoff in der Form von Coak zurück.

Das im Grossen aus Steinkohlen gewonnene Leuchtgas muss erst einer Reinigungsoperation unterworfen werden, ehe es zum Brennen tauglich ist. Die Steinkohlen enthalten Sauerstoff, Stickstoff und Schwefelkies, woraus sich Kohlensäure, Ammoniak und Schwefelwasserstoff erzeugen, welche sich, da sie flüchtig sind, dem Leuchtgase beimengen. Man leitet das rohe Gas daher nach einander durch Wasser, Kalkmilch, Eisenlösung, oder durch ein trocknes Gemenge von Aetzkalk und Eisensalz, wobei eine Bindung dieser Nebenproducte eintritt. Das gereinigte Gas gelangt dann in den Gasbehälter (Gasometer), aus dem es durch Röhrenleitungen den Consumenten zugeführt und zugetheilt wird. Der Hauptbestandtheil dieses Leuchtgases ist leichter Kohlenwasserstoff (120), dem wechselnde Mengen von schwerem Kohlenwasserstoff, Kohlenoxyd und Wasserstoff beigemengt sind.

131. Holzgas, Holztheer und Holzessig. *Versuch.* Erhitzt man Holz und leitet die flüchtigen Stoffe in ein mit kal-

Fig. 77.



tem Wasser umgebenes Gläschen, welches in dem doppelt durchbohrten Korke eine kleine unten und oben offene Glasröhre ent-

hält, durch welche das Gas entweichen kann, so verdichten sich, während das Leuchtgas oben entweicht, am Boden zwei dunkelbraune, rauchähnlich und brenzlich riechende Flüssigkeiten: eine sehr dickflüssige, klebrige zu unterst, und darüber eine wässerige, dünnere. Die erstere heisst Holztheer; sie ist harzartig, d. h. sie löst sich in Wasser nicht auf. Die andere wird Holzessig genannt; ihr Geschmack und ihre Wirkung (Reaction) auf blaues Probirpapier lassen sie leicht als eine Säure erkennen. Leuchtgas, Holztheer und Holzessig waren aber vorher nicht im Holze enthalten, sondern sind erst aus seinen Bestandtheilen (Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff) während des Erhitzens gebildet worden. Man nennt solche neu gebildete Stoffe: Producte, und zwar in dem vorliegenden Falle Producte der unvollständigen Verbrennung (trocknen Destillation) des Holzes. Im Leuchtgase herrscht Wasserstoff vor, im Holzessig Sauerstoff, im Holztheer Kohlenstoff; alle drei sind wegen Luftmangels gleichsam nur erst halb verbrannt, sie lassen sich daher an der Luft noch weiter verbrennen und werden dabei, gerade wie das Holz, aus dem sie entstanden sind, vollständig zu Kohlensäure und Wasser umgewandelt. In unseren Oefen wird immer ein Theil Holz unvollständig verbrannt, darum setzt sich in den Zügen und Schornsteinen Russ ab; den zugleich mitgebildeten Holztheer und Essig finden wir in dem sogenannten Glanzruss, der die unteren Essenwände im Innern überzieht.

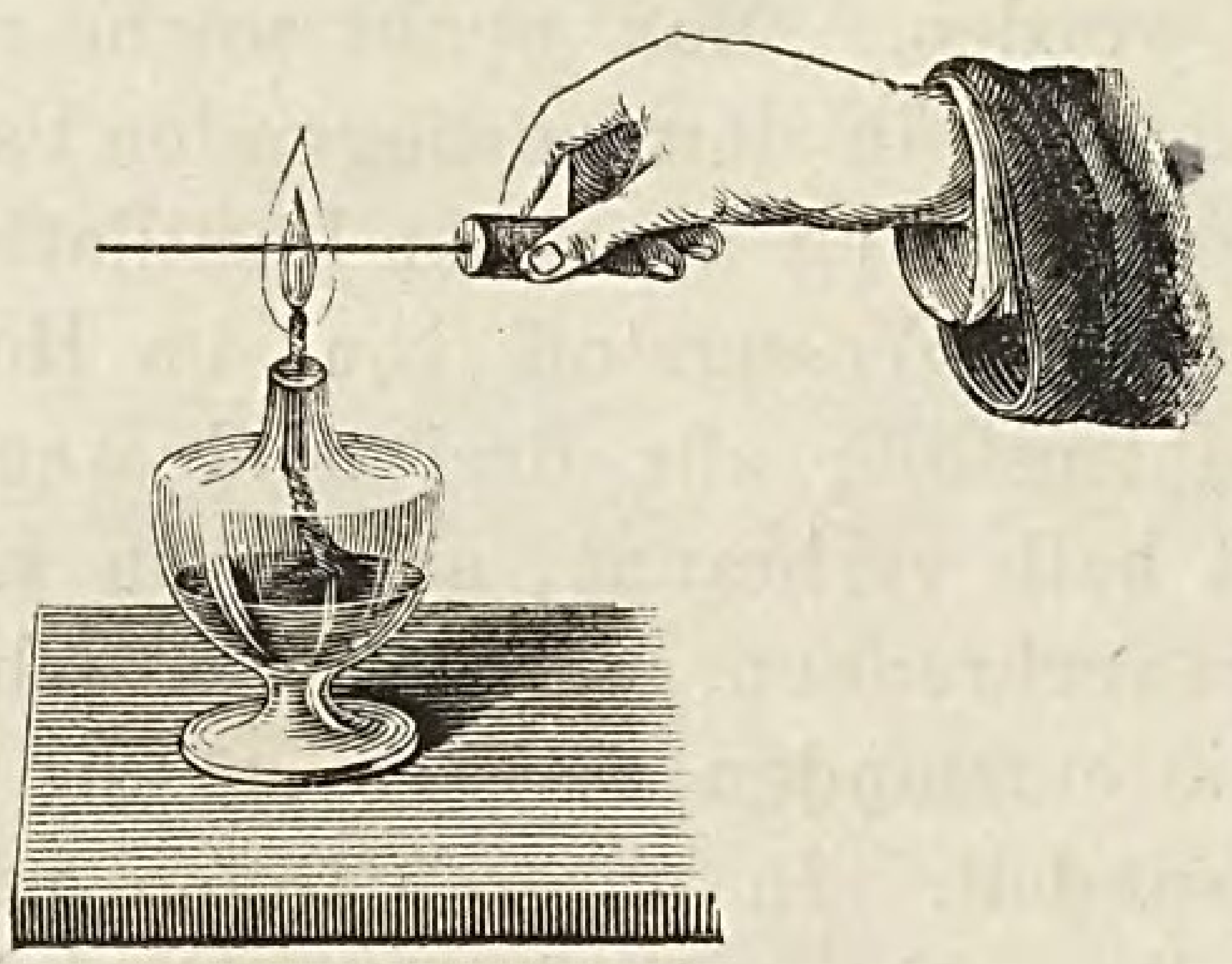
Trockne Destillation. Eine Operation, bei welcher, wie hier, aus einem festen Körper durch Erhitzung und Wiederverdichtung flüssige Producte gebildet werden, heisst eine trockne Destillation: die hierbei gebildeten Flüssigkeiten haben meistens eine braune Farbe und einen eigenthümlichen, unangenehmen, brenzlichen (empyreumatischen) Geruch und Geschmack.

132. Reihenfolge beim Verbrennen. Aus dem Vorhergehenden ist bekannt, dass der Wasserstoff sehr leicht und mit Flamme verbrennt, der Kohlenstoff aber schwerer und ohne Flamme; hieraus erklärt sich auf eine einfache Weise, warum unsere Brennmaterialien nur im Anfange der Verbrennung eine Flamme geben, zuletzt dagegen nur glühen: der Wasserstoff ist es, welcher zuerst und zwar flammend verbrennt, nach ihm erst erfolgt die glühende Verbrennung des Kohlenstoffes. Diese

Reihenfolge kommt bei allen Brennmaterialien vor, welche gemeinschaftlich Wasserstoff und Kohlenstoff enthalten. Jeder brennende Holzspan zeigt dies aufs Ueberzeugendste.

133. Weingeistflamme. Die Flamme von Weingeist besteht aus zwei Theilen: der innere dunkle Kern ist Weingeistdampf; der brennende Mantel rund herum ist Weingeistdampf, welcher sich eben mit dem Sauerstoff der Luft chemisch verbindet. Die spitzige Form der Flamme entsteht durch das Aufsteigen der heissen Luftarten und durch das Zuströmen von kalter Luft von unten. Der Weingeist wird aus dem Gefässe durch die Capillarität des Dochtes (115) in die Höhe gezogen; er brennt nur blass, seine Flamme leuchtet aber sogleich stark, wenn man ein gewundenes Stückchen Draht hineinhält oder irgend einen anderen festen Körper darin zum Glühen bringt. Legt man einen dünnen Draht quer durch die Flamme, so bemerkt man, dass er in dem Kerne dunkel bleibt und nur an den beiden Stellen glüht, wo er durch den Mantel geht; die Flamme ist also äusserlich viel heisser als in der Mitte. Die stärkste Hitze findet sich ungefähr in der auf der Zeichnung durch den Draht angedeuteten Höhe; tiefer in die Flamme hinein dürfen Gefässe beim Gebrauche einer Weingeistlampe nie gestellt werden. Auf eine recht augenscheinliche Weise kann man sich noch hiervon überzeugen, wenn man ein Zündhölzchen in die Flamme hält; es entzündet sich sogleich am Rande, in der Mitte dagegen nicht, oder doch erst viel später.

Fig. 78.



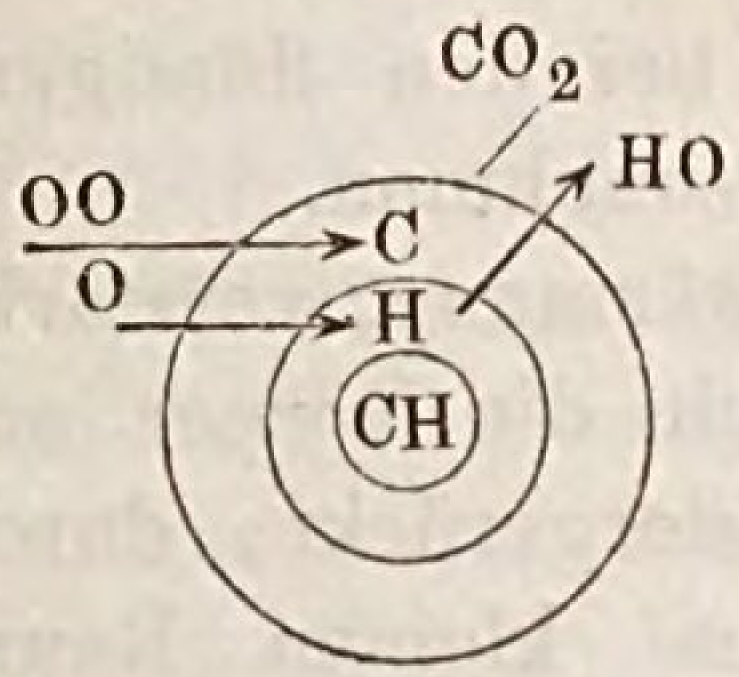
134. Talg- oder Oelflamme. Bei einer Talg- oder Oelflamme (Fig. 79) lassen sich drei Theile unterscheiden: in der Mitte (*a*) der dunkle Kern von Leuchtgas (zersetzter Talg), um diesen (*b*) der hellleuchtende Lichtkegel, bestehend aus verbrennendem Wasserstoff, welcher innig mit weissglühender Kohle gemengt ist, und zu äusserst (*c*) eine dünne, kaum bemerkliche

Hülle, in welcher die Kohle verbrennt. Denkt man sich die Flamme in der Mitte abgeschnitten (Fig. 80), so lässt sich der darin stattfindende Vorgang ungefähr auf beistehende Weise bildlich darstellen. Der mittelste Kreis ist Kohlenwasserstoff oder Leuchtgas; von diesem verbrennt der Wasserstoff zuerst, und die dabei entstehende Hitze macht den Kohlenstoff glühend (dies wird durch den zweiten Kreis angedeutet); in dem äusseren Kreise endlich verbrennt der Kohlenstoff. Der in dem zweiten Ringe glühende Kohlenstoff ertheilt der Flamme die Fähigkeit zu leuchten, gerade wie der glühende Draht die Weingeistflamme leuchtend machte. Hält man ein kaltes Messer ins Licht, so wird ein Theil des glühenden Kohlenstoffes soweit abgekühlt, dass er nicht verbrennen kann, und das Messer wird berusst. Ein quer durch die Flamme gehaltener Draht glüht am Rande am stärksten, ohne berusst zu werden, während er in der Mitte nicht zum Glühen kommt, wohl aber mit Russ überzogen wird.

Fig. 79.



Fig. 80.



Das Leuchten einer Flamme rührt, wie die vorstehenden Versuche zeigen, von einem festen Körper, gewöhnlich von Russ her, der in der Flamme glüht; glüht dieser nur roth, so hat die Flamme ein trübes, röthliches Licht, ein blendendes, weisses dagegen, wenn der Russ durch eine vollständigere Verbrennung bis zur Weissglühhitze gebracht wird. Durch Zusatz gewisser, in der Glühhitze flüchtiger Substanzen kann man der Flamme eine verschiedene Färbung ertheilen.

Die vier bisher abgehandelten einfachen Stoffe bilden die Hauptbestandtheile aller Pflanzen und Thiere, sie können aus diesem Grunde Organogene (Erzeuger der organischen Körper) genannt werden.

Rückblick auf die Organogene.

(Sauerstoff, Wasserstoff, Stickstoff und Kohlenstoff.)

1) Wie wir im Kleinen an uns selbst Körper und Geist unterscheiden, so unterscheidet man auch im Grossen in der Natur: Körper (Materie, Masse) und Kräfte (Geist).

2) Alle Körper sind wägbar. Durch das absolute Gewicht erfahren wir, wie viel ein Körper in der Luft wiegt; durch das specifische Gewicht, wie viel Mal er schwerer oder leichter ist als ein gleichgrosses Volumen eines anderen Körpers.

3) Die Körper kommen in drei Aggregatzuständen vor: sie sind entweder fest, flüssig oder gasförmig.

4) Sinnbildlich kann die Erde als Repräsentant für die festen Körper, das Wasser für die flüssigen, und die Luft für die gasförmigen angesehen werden. Das Feuer (Licht und Wärme) kann als Sinnbild für die Naturkräfte gelten.

5) Die einzelnen Theilchen der Körper werden durch eine Kraft zusammengehalten, die das Auseinanderfallen derselben verhindert; man nennt sie Cohäsionskraft. Sie ist am stärksten bei den festen Körpern, viel schwächer bei den flüssigen, und an den luftförmigen gar nicht mehr wahrzunehmen.

6) Diese Kraft wird geschwächt durch Erwärmung, verstärkt durch Abkühlung; durch Wärme dehnen sich die Körper aus und die einzelnen Theilchen werden auseinandergerückt; durch Abkühlung ziehen sie sich wieder in einen kleinen Raum zusammen.

7) Die Wärme vermag auch den Aggregatzustand der Körper ganz zu ändern: sie macht feste Körper flüssig (Schmelzen) und flüssige gasförmig (Verdunsten, Verdampfen, Kochen).

8) Durch Abkühlung werden gasförmige Körper flüssig (Destillation, Regen), flüssige fest (Erstarren, Gefrieren).

9) Beim Schmelzen und Verdunsten fester und flüssiger Körper wird Wärme gebunden oder latent (Kälteerzeugung); beim Erstarren flüssiger und bei der Verdichtung gasförmiger Körper wird Wärme frei (Wärmeerzeugung).

10) Alle Körper enthalten sonach verborgene oder gebundene Wärme, und zwar die festen Körper weniger als die flüssigen und diese wieder weniger als die gasförmigen.

11) Specifische Wärme nennt man die Wärmemengen, welche gleiche Gewichtstheile der Körper brauchen, um 1° C. wärmer zu werden.

12) Feste Körper werden auch flüssig durch Auflösung in einer Flüssigkeit. Sondern sie sich aus solchen Lösungen in regelmässiger Gestalt wieder aus, so heissen sie krystallisirt. Zur Krystallbildung gehören Beweglichkeit und Zeit.

13) Luftförmige Körper, welche durch Abkühlung leicht flüssig werden, heissen Dämpfe; solche, die schwer oder gar nicht zu Flüssigkeiten werden, Gase (beständige und unbeständige).

14) Die Cohäsion der Körper kann auch durch Zerschneiden, Zerstossen etc. aufgehoben werden; dabei ändert sich nur die Form derselben, ihrer inneren Natur, ihren Bestandtheilen nach bleiben sie dieselben, wie vorher. Dies sind äussere oder mechanische Veränderungen.

15) Es giebt aber auch Veränderungen, wobei die Körper in ihren Eigenschaften und Bestandtheilen so ganz umgewandelt werden, dass sie als die alten nicht wieder zu erkennen sind, sondern als neue gelten müssen. Dies sind innere oder chemische Veränderungen.

16) Als die Ursache der chemischen Veränderungen sieht man eine Kraft an, mit der alle Körper, manche reich, andere weniger reich begabt sind; sie heisst Affinität oder Verwandtschaft. In den leblosen oder unorganischen Körpern herrscht diese Kraft frei und unbeschränkt, in den lebenden oder organischen Körpern aber wird sie durch die Lebensthätigkeit der Pflanzen und Thiere regulirt.

17) Die Verwandtschaft wirkt nur in der grössten Nähe, wenn die Körper sich aufs Innigste berühren.

18) Sie ist, entgegengesetzt der Verwandtschaft unter den Menschen, um so stärker, je unähnlicher sich ein Paar Körper sind, um so schwächer, je mehr sie sich gleichen.

19) Die chemischen Veränderungen können auf eine doppelte Weise erfolgen, entweder durch Vereinigung einfacher Stoffe zu zusammengesetzten (Verbinden, Mischen), oder durch Trennung der zusammengesetzten in ihre Bestandtheile (Scheiden, Zerlegen, Analysiren).

20) Bei der Zerlegung gelangt man endlich zu Körpern, die sich nicht weiter zersetzen lassen; diese heissen einfache Körper oder chemische Elemente. Man kennt ihrer bis jetzt dreiundsechzig.

21) Ein Element lässt sich nicht in ein anderes verwandeln; wohl aber können manche Elemente ganz verschiedene Zustände mit ganz veränderten Eigenschaften annehmen (Allotropie).

22) Der elektrische oder galvanische Strom ist im Stande, alle chemischen Verbindungen zu zerlegen, welche diesen Strom leiten.

23) Durch Wärme wird die Verwandtschaft der Körper zu einander bald verstärkt, bald geschwächt; die Wärme hilft Körper verbinden, sie hilft aber auch Verbindungen zerlegen.

24) Alle chemischen Verbindungen erfolgen nach fest bestimmtem Maass und Gewicht. Diese Gesetzmässigkeit findet auch dann statt, wenn ein Körper sich in mehreren Verhältnissen mit einem anderen verbindet (Oxydationsstufen etc.).

25) Bei jeder chemischen Vereinigung wird Wärme frei; diese steigert sich nicht selten bis zur Erscheinung von Feuer (Verbrennung).

26) Was wir im gewöhnlichen Leben Verbrennung nennen, ist ein Vereinigen von Kohlenstoff oder Wasserstoff mit dem Sauerstoff der Luft, eine Oxydation.

27) Oxydiren heisst: einen Körper mit Sauerstoff verbinden; der mit Sauerstoff verbundene Körper wird Oxyd (im weiteren Sinne) genannt.

28) Es giebt zweierlei sich ganz entgegengesetzte Arten von Oxyden: saure und basische; die Nichtmetalle geben mit Sauerstoff vorzugsweise Säuren, die Metalle vorzugsweise Basen (Oxyde im engeren Sinne).

29) Säuren und Basen haben eine sehr grosse Verwandtschaft zu einander; wenn sie sich mit einander vereinigen, so verschwinden in vielen Fällen die sauren Eigenschaften der ersteren und die basischen der letzteren aufs Vollständigste (Neutralisation). Der neugebildete Körper wird ein Salz genannt.

30) Die chemischen Elemente werden mit den Anfangsbuchstaben ihrer lateinischen Namen bezeichnet (chemische Zeichen);

aus letzteren bildet man die chemischen Formeln, welche uns die Bestandtheile der zusammengesetzten Körper auf eine übersichtliche Weise angeben.

Zweite Gruppe der Nichtmetalle: Pyrogene.

Schwefel, Sulphur (S).

(Aeq.-Gew. = 16. — Specif. Gew. = 2,0.)

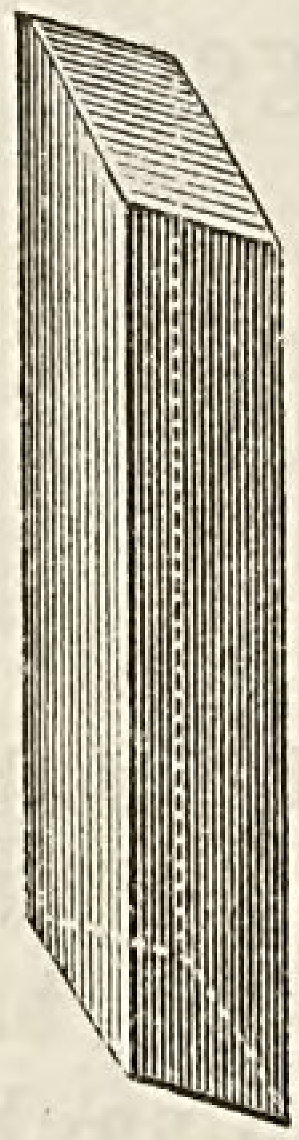
— Seit den ältesten Zeiten bekannt. —

135. Schmecken und Riechen. Der allbekannte gelbe Schwefel, den wir, seiner leichten Brennbarkeit wegen, als das gewöhnlichste Mittel zum Anzünden von Feuer benutzen, hat weder Geschmack noch Geruch. Er hat keinen Geschmack, weil er im Wasser nicht auflöslich ist. Werfen wir etwas Schwefelpulver in kaltes oder auch heisses Wasser, es zergeht nicht darin, es löst sich nicht auf. Wir bemerken immer nur an solchen Körpern Geschmack, welche im Stande sind, sich im Wasser, sonach auch in dem wässerigen Speichel des Mundes aufzulösen, z. B. an Kochsalz und Zucker, nicht aber an unlöslichen Körpern, wie an den Steinen, der Kohle, Stärke etc. Der Schwefel riecht nicht, weil er bei gewöhnlicher Temperatur nicht verdampft. Wir können nur Geruch an einem Körper wahrnehmen, wenn flüchtige, also gas- oder dampfförmige Theilchen von ihm ausgehen und bis ins Innere unserer Nase gelangen.

136. Schwefel schmilzt durch Wärme. *Versuch.* Man erhitze in einem kleinen Töpfchen von braunem Steingut 50 bis 60 Grm. Schwefelpulver durch eine Weingeistlampe: es zergeht, wenn es ein wenig heisser geworden ist als kochendes Wasser (bei 111° C.) zu einer bräunlichen, dünnen Flüssigkeit. Giesst man etwas davon in kaltes Wasser, so erhält man wieder festen Schwefel. Dieser sinkt, wenn er nach vorherigem Abtrocknen in das Töpfchen zurückgegeben wird, in der flüssigen Masse unter; fester Schwefel ist also schwerer als geschmolzener, und ebenso verhalten sich fast alle anderen Körper. Eis bildet in dieser Beziehung eine Ausnahme, es schwimmt auf dem Wasser.

137. Krystallisiren geschmolzener Körper. *Versuch.* Der Schwefel ist krystallisirbar. Man lasse das Gefäss mit dem geschmolzenen Schwefel so lange stehen, bis auf der Oberfläche eine Rinde entstanden ist; diese durchstosse man schnell und kehre dann das Gefäss um, damit der in der Mitte noch vorhandene flüssige Schwefel herauslaufe. Nach dem Zerschlagen des erkalteten Töpfchens findet man den mittleren hohlen Raum ganz mit langen, säulenförmigen Krystallen durchzogen, welche die beistehende Gestalt haben und schiefe rhombische Säulen heissen. Dies ist die zweite Methode, um Körper krystallisirt zu erhalten; sie unterscheidet sich von der Krystallisation des Salpeters oder Kochsalzes (51, 53) dadurch, dass in dem einen Falle der Körper durch ein Auflösungsmittel, in dem anderen durch Hitze flüssig gemacht wurde.

Fig. 81.

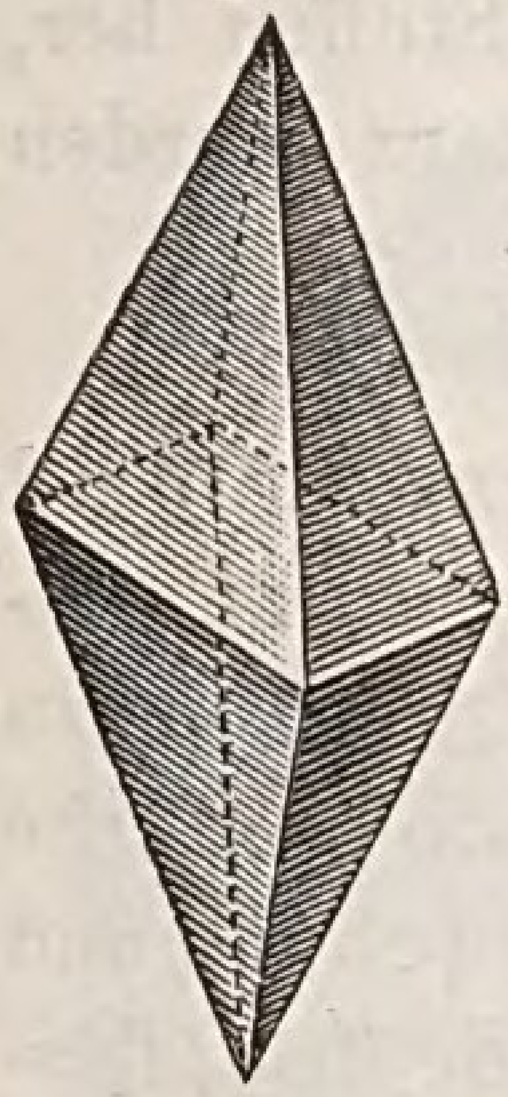


Krystallinisches Gefüge. Lässt man den Schwefel ruhig erkalten, ohne von ihm, wenn er halb erstarrt ist, den noch flüssigen Theil abzugiessen, so wird dieser auch noch fest, und es bilden sich so viele Krystalle, und so dicht an einander, dass zwischen ihnen kein Platz leer bleibt. Die zerschlagene dichte Schwefelmasse hat dann ein schimmerndes Ansehen, weil das Licht da, wo es auf die Flächen der kleinen Krystalle trifft, mehr zurückgeworfen wird als an den anderen Stellen, wodurch diese Flächen einen stärkeren Glanz erhalten. Man sagt von solchen Körpern, sie sind krystallinisch oder sie haben ein krystallinisches Gefüge.

138. Dimorphie des Schwefels. *Versuch.* In ein Kochfläschchen bringe man 1 Thl. Schwefelblumen mit 4 Thln. Schwefelkohlenstoff (152) und lasse die Mischung verstopft unter bisweiligem Umschütteln einen Tag lang stehen. Hat sich die Flüssigkeit durch Absetzen geklärt, so giesse man dieselbe langsam in ein Schälchen ab und überlasse sie der freiwilligen Verdunstung; es scheiden sich hierbei kleine Schwefelkrystalle von hellerer Farbe und anderer Krystallform ab als die durch Schmelzung dargestellten. Dieselben sehen aus wie zwei spitze, vierseitige, an einander gefügte Pyramiden; man nennt eine solche Form ein spitzes (rhombisches) Octaëder. Im Innern der Erde, beson-

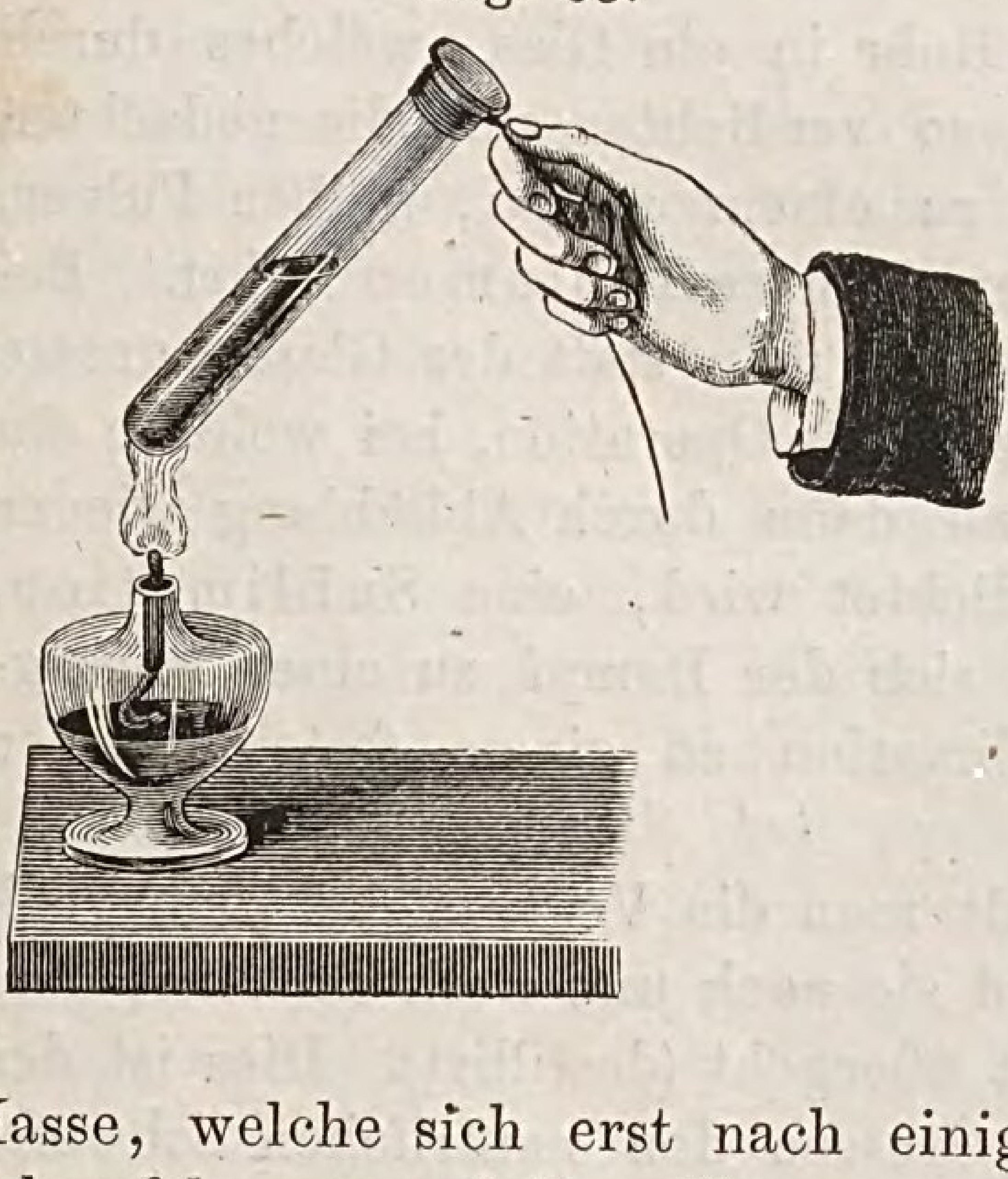
ders in Gegenden, wo Vulcane sind oder in der Vorzeit waren (Sicilien u. a.), finden sich zuweilen grosse Lager von Schwefel (natürlicher Schwefel) und darin Spalten und Höhlungen, überzogen mit den schönsten Krystallen, die die Natur in geheimnissvoller Tiefe vielleicht im Laufe von Jahrtausenden bildete. Diese natürlichen Schwefelkrystalle haben immer auch dieselbe (octaëdrische) Gestalt wie die aus einer Lösung gewonnenen. Der Schwefel kann also, ähnlich wie die Kohle im Diamant und Graphit, zweierlei Gestalt annehmen: er ist dimorph.

Fig. 82.



139. Amorpher Schwefel. *Versuch.* Wir können sogar die Mannigfaltigkeit, mit welcher die göttliche Kraft, deren Wirken in der Natur wir gewöhnlich selbst mit dem Namen Natur bezeichnen, manche Körper begabt hat, beim Schwefel noch weiter verfolgen. Man fülle ein Probirgläschen, das man mittelst eines umgelegten Drahtes über einer Weingeistlampe befestigt hat, voll Schwefelpulver; dieses sinkt beim Schmelzen so zusammen, dass das Gläschen nur noch halb voll bleibt. Der Schwefel schmilzt erst dünn, wie Wasser, bei weiterem Erhitzen aber wird er braun und so dick und zähe, dass er beim Umkehren des Gefässes kaum noch aus demselben herausfliesst. Giesst man jetzt etwas davon in kaltes Wasser, so erhält man eine durchsichtige, weiche, elastische Masse, welche sich erst nach einigen Tagen wieder in festen Schwefel umwandelt. Man nennt diesen, dem geschmolzenen Glase ähnlichen Schwefel, wie alle anderen glasartigen Körper überhaupt, amorph oder gestaltlos, weil sich an ihnen irgend eine bestimmte Gestalt nicht unterscheiden lässt. Gummi, Pech, Leim etc. sind glasartig-amorphe Substanzen.

Fig. 83.



Die graue, grünliche oder röthliche Farbe, welche der umgeschmolzene Schwefel häufig zeigt, rührt von Spuren von Fett, Staub, Fingerschweiss oder anderen organischen Stoffen her, durch welche er selbst dunkelroth, ja ganz schwarz werden kann.

140. Schwefelgas und Schwefelblumen. *Versuch.* Wird der Schwefel in dem Probirgläschen noch stärker erhitzt, ungefähr $4\frac{1}{2}$mal stärker als kochendes Wasser, so fängt er an zu sieden (bei 440° C.) und verwandelt sich dabei in eine braunrothe Luftart, in Schwefelgas (Schwefeldampf); er ist also flüchtig und kann, gerade wie das Wasser, alle drei Aggregatzustände (fest, flüssig und luftförmig) annehmen. Der feste Schwefel ist noch einmal so schwer als Wasser, das Schwefelgas $6\frac{1}{2}$mal schwerer als gewöhnliche Luft. Im Innern des Gläschens ist das Schwefelgas durchsichtig und braunroth, ausserhalb desselben dagegen erscheint es als ein gelblicher Dampf oder Rauch, weil es sich in der kalten Luft wieder zu Stäubchen von festem Schwefel verdichtet. Leitet man den Schwefeldampf durch ein auf das Probirgläschen aufgesetztes weites und kurzes Rohr in ein Glas, welches durch kaltes Wasser abgekühlt wird, so verdichten sich die gedachten Stäubchen von Schwefel darin zu einem zarten, gelben Pulver, welches im Handel den Namen Schwefelblumen führt. Bei der Darstellung im Grossen wendet man statt des Glases grosse Kammern an. Man nennt eine solche Operation, bei welcher ein flüchtiger Körper verdampft und dann durch Abkühlung wieder zu einem festen Körper verdichtet wird, eine Sublimation. Bei der Destillation verdichtet sich der Dampf zu einer Flüssigkeit (Destillat), bei der Sublimation zu einem festen Körper (Sublimat).

Stangenschwefel. Kühlt man die Vorlage bei dem vorigen Versuche nicht ab, so wird sie nach und nach so heiss, dass der Schwefel als Flüssigkeit übergeht (destillirt). Dies ist der Weg, auf welchem man im Grossen den natürlichen Schwefel reinigt; die beigemengten erdigen Theile sind nicht flüchtig, sie bleiben daher zurück, während aller Schwefel verdampft und wieder verdichtet wird. Man giesst den geschmolzenen Schwefel gewöhnlich in nasse Holzformen und nennt ihn dann Stangenschwefel.

141. Präcipitirter Schwefel. *Versuch.* Man fülle ein eisernes Schälchen halb voll Natronlösung (Seifensiederlauge), setze eine Messerspitze Schwefelblumen hinzu und koche das Gemisch unter Umrühren einige Zeit: ein Theil des Schwefels löst sich auf und färbt die Flüssigkeit braungelb. Die Flüssigkeit wird nun klar abgegossen, mit Wasser verdünnt und mit Essig vermischt: sie wird sofort ein milchähnliches Ansehen bekommen, weil der Schwefel sich in Gestalt eines überaus feinen Pulvers aus der Lösung ausscheidet, welches so leicht ist, dass es sich einige Zeit in der Flüssigkeit schwebend erhält und erst nach längerem Stehen zu Boden setzt. Man bringt es auf ein Filtrum, wäscht es mit Wasser aus und trocknet es in gelinder Wärme. Es heisst Schwefelmilch oder präcipitirter Schwefel und ist Schwefel in der feinsten Zerkleinerung oder Zertheilung, zu welcher er dadurch gelangte, dass die einzelnen Schwefeltheilchen durch die vielen dazwischen liegenden Wassertheilchen bei ihrer Trennung von den letzteren auseinander gehalten wurden. Der Schwefel hat in diesem Zustande eine fast weisse Farbe, er wird aber wieder deutlich gelb, wenn man ihn schmilzt, weil beim Schmelzen die einzelnen Schwefelstäubchen sich einander wieder nähern und zu grösseren Massen vereinigen können. Man benutzt diese Methode in der Chemie sehr häufig, um feste Körper in das feinste Pulver zu verwandeln. Solche staubartige Körper werden nicht selten ebenfalls amorph, und zwar zur Unterscheidung von den glasartig-amorphen Körpern pulverig-amorph genannt.

Fig. 84.



Die Auflösung des Schwefels in Lauge geht keineswegs so einfach vor sich, wie etwa die des Zuckers oder eines Salzes in Wasser, es bilden sich vielmehr unter Zuhülfenahme der Bestandtheile des Wassers, verschiedene eigenthümliche Schwefelverbindungen; die eine davon, Schwefelwasserstoff (HS), ist luftförmig und verursacht den unangenehmen Geruch, der sich beim Zusatz des Essigs zur Schwefellösung entwickelt. Der Essig selbst verbindet sich mit dem Natron der Lauge und

diese verliert dann die Fähigkeit, den Schwefel aufgelöst zu erhalten.

Verbindungen des Schwefels.

Der Schwefel ist nach dem Sauerstoff der stärkste chemische Körper, er kann sich, wie dieser, mit allen anderen Elementen verbinden und thut dies mit grosser Lust und Liebe, insbesondere mit den Metallen.

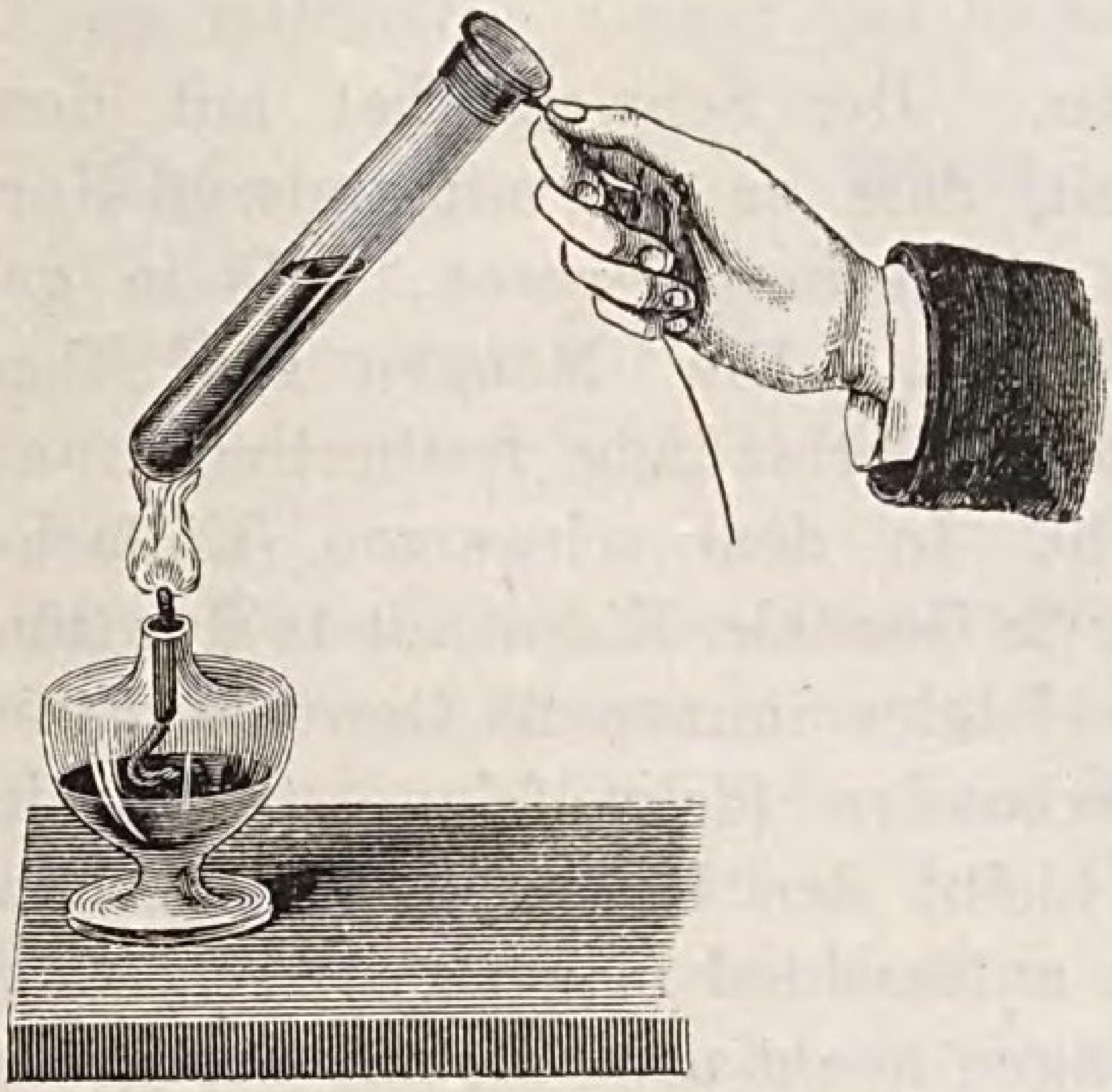
142. Sauerstoff und Schwefel. *Versuch.* Erhitzt man den Schwefel in einem Gefässe, welches die Luft frei zutreten lässt, z. B. in einem Blechlöffel, oder berührt man ihn mit einem glühenden Körper, so brennt er mit blauer Flamme, d. h. er verbindet sich mit dem Sauerstoff der Luft unter Feuererscheinung und bildet damit, wie dies schon früher (66) gezeigt worden ist, eine stechend riechende Luftart, die schweflige Säure (SO_2). Tritt zu dieser noch ein Atom Sauerstoff, so entsteht daraus die bekannte, höchst wichtige Schwefelsäure (SO_3).

Die Eigenschaft des Schwefels, schon bei geringer Erhitzung an- und fortzubrennen, hat ihn zu dem gewöhnlichsten Zündmittel gemacht, durch das wir andere schwerer brennbare Körper bis zu der Temperatur erhitzen, bei welcher sie fortbrennen können (Schwefelfaden, Schwefelhölzchen, Schiesspulver, Feuerwerke etc.). Das Anzünden eines einfachen Steinkohlenfeuers zeigt recht deutlich, wie man durch stufenweisen Uebergang von leicht entzündlichen Brennmaterialien zu schwer entzündlichen nach und nach dahin gelangt, die letzteren bis zu dem Wärmegrade zu erhitzen, bei dem sie an- und fortbrennen können. Die durch Reibung glühend gewordenen Stahlstückchen des Feuerstahls z. B. bringen die feinzertheilte Kohle des Zunders zum Glimmen, diese erhitzt den Schwefelfaden bis zur Entzündung, und durch dessen Hitze kommen nach und nach erst Stroh, dann Holz und endlich die schwer brennbaren Steinkohlen bis zu der Temperatur, welche sie zum Brennen nöthig haben. Man erhält hier folgende Verbrennlichkeitsscala: feinzertheilte Kohle, — Schwefel, — Stroh, — Holz, — Steinkohlen.

143. Kupfer und Schwefel. *Versuch.* In einem Probirgläschen bringe man etwas Schwefel zum Kochen und halte einen Streifen von ganz dünnem Kupferblech in das braunrothe Gas: das Ku-

pfer geräth für einige Augenblicke in lebhaftes Glühen und verliert dabei seine rothe Farbe und seine Biegsamkeit, es wird grau und spröde und wiegt etwa $1/4$ mehr als vorher. Der neuentstandene, graue, strahlig-krystallinische Körper heisst Schwefelkupfer. Beide Elemente haben sich, und zwar in ganz bestimmter Menge, aufs Innigste mit einander vereinigt; sowohl die Eigenschaften des Schwefels als die des Kupfers sind dabei aufs Vollständigste verschwunden. Die Hitze, welche bis zum Glühen stieg, ist eine Folge der chemischen Verbindung, da einem Naturgesetze zufolge überall, wo sich Körper chemisch mit einander verbinden, auch Wärme entsteht; in den meisten Fällen geht aber die Erhitzung nicht bis zum Glühen oder Verbrennen.

Fig. 85.



Auf ähnliche Weise kann man fast alle übrigen Metalle in Schwefelmetalle verwandeln. Wir finden aber von diesen auch viele schon fertig gebildet in der Erde, und die Bergleute nennen sie: Glanze, Blenden oder Kiese. Der fast in allen Steinkohlen anzutreffende, wie Messing glänzende Schwefelkies ist Schwefeleisen, der rothe Zinnober ist Schwefelquecksilber etc. Auch das oben künstlich dargestellte Schwefelkupfer trifft man als Erz an; es heisst dann Kupferglanz.

144. Eisen und Schwefel. *Versuch.* 30 Grm. Eisenfeile und 20 Grm. Schwefelblumen werden in einem kleinen Töpfchen mit 20 Grm. Wasser zusammengerührt und an einen warmen Ort gestellt: die Masse erhitzt sich, das Wasser verdampft, und man hat nach $1/2$ Stunde ein staubiges, schwarzes Pulver, in dem sich nichts mehr von einzelnen Eisen- oder Schwefeltheilchen wahrnehmen lässt; es ist eine chemische Verbindung, Schwefeleisen, entstanden. Mengt man die beiden Stoffe ohne Wasser zusammen, so entsteht keine Vereinigung, ausser wenn man sie

bis zum Glühen erhitzt; das Wasser bewirkt die Verbindung, weil es die Schwefel- und Eisentheilchen so nahe zusammenbringt, dass sie sich chemisch anziehen können; es ist gleichsam die Brücke, die den Uebergang des einen Körpers zu dem anderen vermittelt.

145. Schwefelungsstufen. Der Schwefel hat mit dem Sauerstoff noch die Aehnlichkeit, dass er sich mit anderen Körpern, je nach den Umständen, bald in grösseren, bald in geringeren Mengen verbinden kann. Die Mengen sind aber auch hier immer für jede einzelne Verbindung festbestimmt und unveränderlich (stöchiometrisch). In dem schwarzen (Einfach-) Schwefeleisen sind z. B. immer 28 Gewthle. Eisen mit 16 Gewthln. Schwefel, in dem gelben Schwefelkies immer 28 Gewthle. Eisen mit 32 Gewthln. Schwefel verbunden (Schwefelungsstufen); ist mehr Schwefel vorhanden, so bleibt der Ueberschuss unverbunden. Bei den Oxydationsstufen unterschied man Oxyde und Oxydule, bei den Schwefelverbindungen nennt man die mit der grössten Menge Schwefel: Sulfide, die mit der geringeren: Sulfüre.

Das chemische Zeichen für Schwefel ist = S. FeS heisst hiernach Eisensulfür; FeS_2 Eisensulfid. Fe, der Anfang des Namens Ferrum, ist das Zeichen für Eisen.

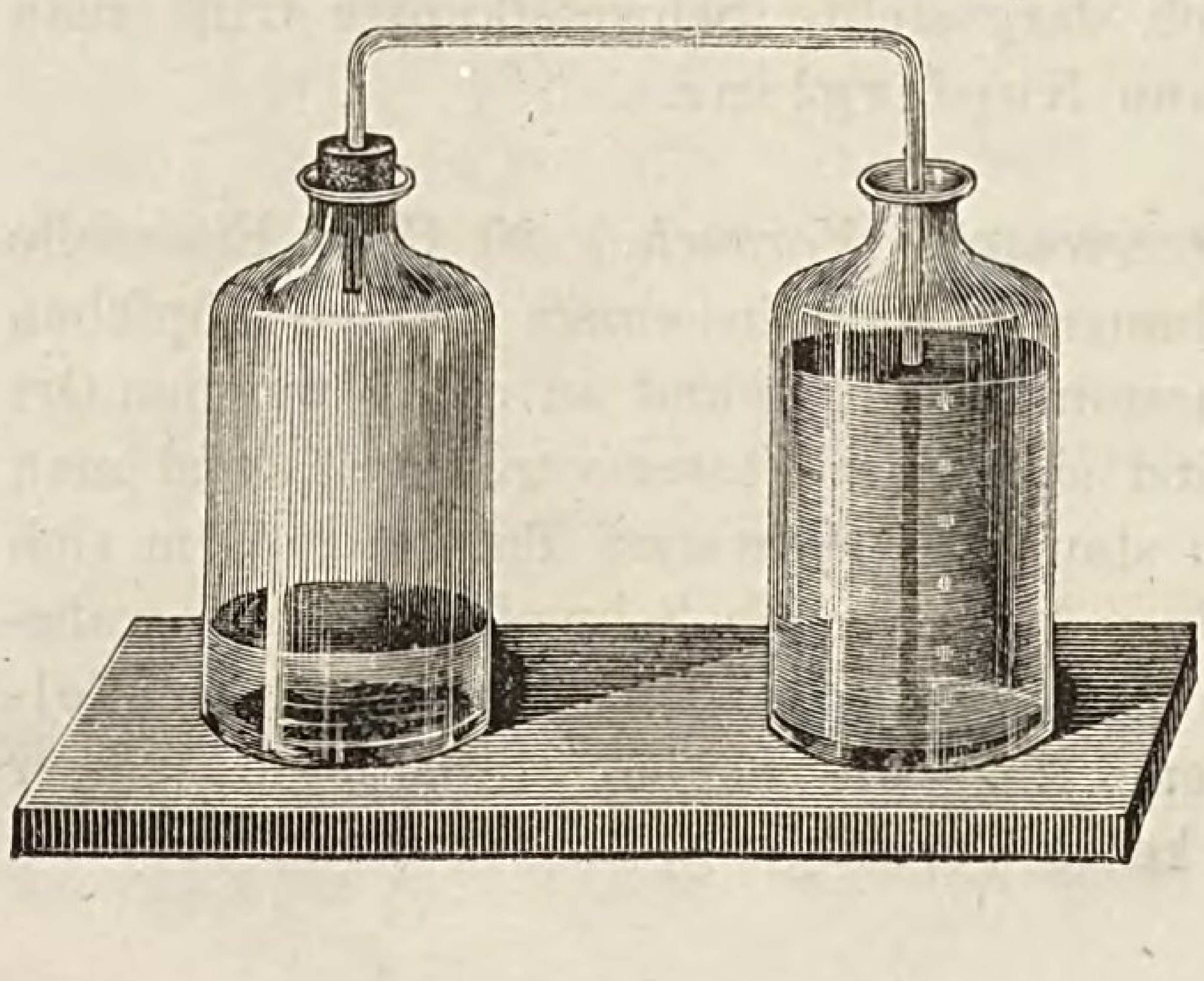
Schwefelwasserstoff oder Hydrothionsäure (HS).

(Aeq.-Gew. = 17.)

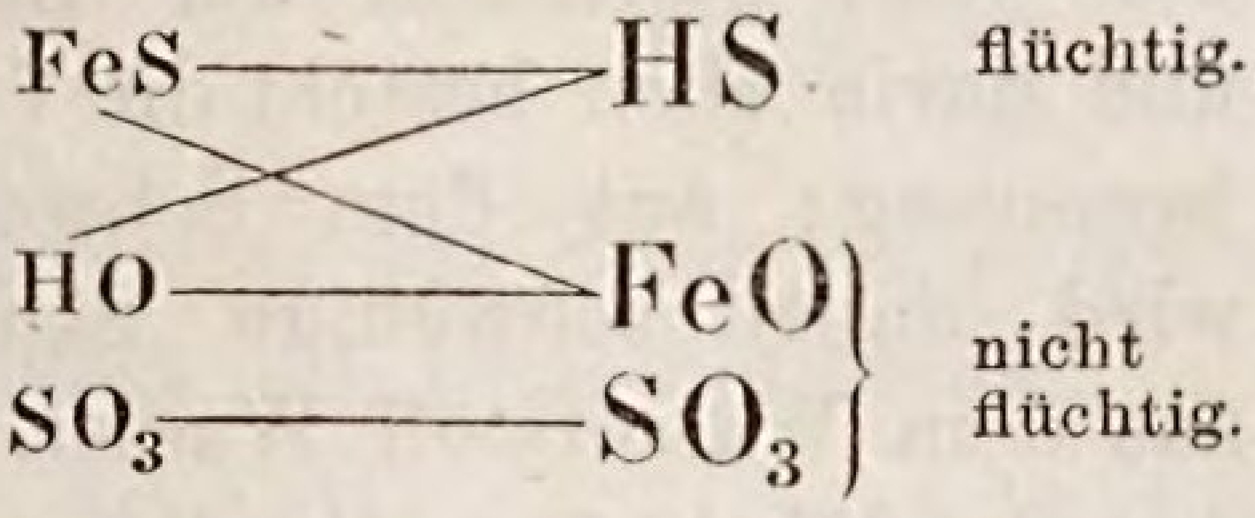
— Zusammensetzung 1796 von Berthollet nachgewiesen. —

146. Darstellung von Schwefelwasserstoff. *Versuch.* In ein Glas von 150 C.C. schütte man 10 Grm. schwarzes Schwefeleisen und 20 Grm. verdünnte Schwefelsäure (88) und verstopfe das Glas schnell mit einem Korke, der mit einer Glasröhre verbunden ist. Diese taucht mit dem längeren Schenkel in

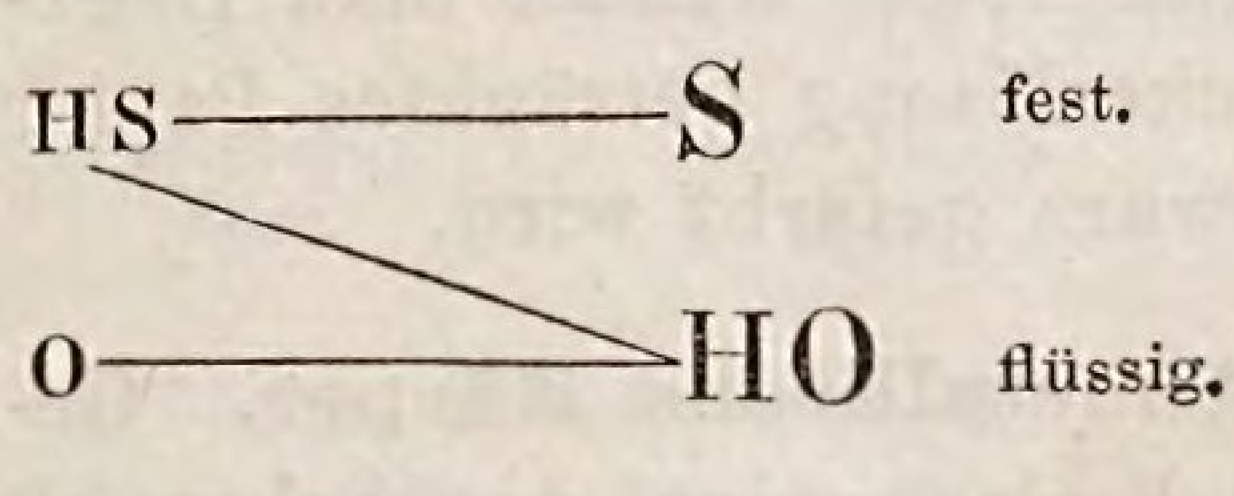
Fig. 86.



ein mit kaltem Wasser angefülltes Glas. Zuerst entweicht die in dem ersteren Gefässe und der Glasröhre enthaltene atmosphärische Luft, dann aber kommt eine sehr übel riechende Luftart, welche sich im Wasser auflöst und ihm einen Geruch nach faulen Eiern mittheilt. Dieses Gas heisst Schwefelwasserstoff. Der Vorgang hierbei ist ganz so wie bei der Wasserstoffbereitung aus Eisen (87). Es wird Wasser zerlegt; der Sauerstoff desselben oxydirt das Eisen zu Eisenoxydul, welches mit der Schwefelsäure Eisenvitriol bildet; der Wasserstoff des Wassers dagegen entweicht und nimmt den im Schwefeleisen enthaltenen Schwefel als Gesellschafter mit. Das leichte, unter allen Umständen luftförmige Wasserstoffgas hat im hohen Grade die Fähigkeit, auch andere nicht- oder doch schwerflüchtige Körper, wenn es sich mit ihnen verbindet, luftförmig zu machen, ähnlich wie ein begeisterter Sprecher auch trägen und gleichgültigen Zuhörern seinen Enthusiasmus mitzutheilen vermag. Selbst der noch nie zum Schmelzen, viel weniger zum Verdampfen gebrachte Kohlenstoff wird zum leichten Gas, wenn er sich, wie im Leucht- und Sumpfgase, mit Wasserstoff verbindet.

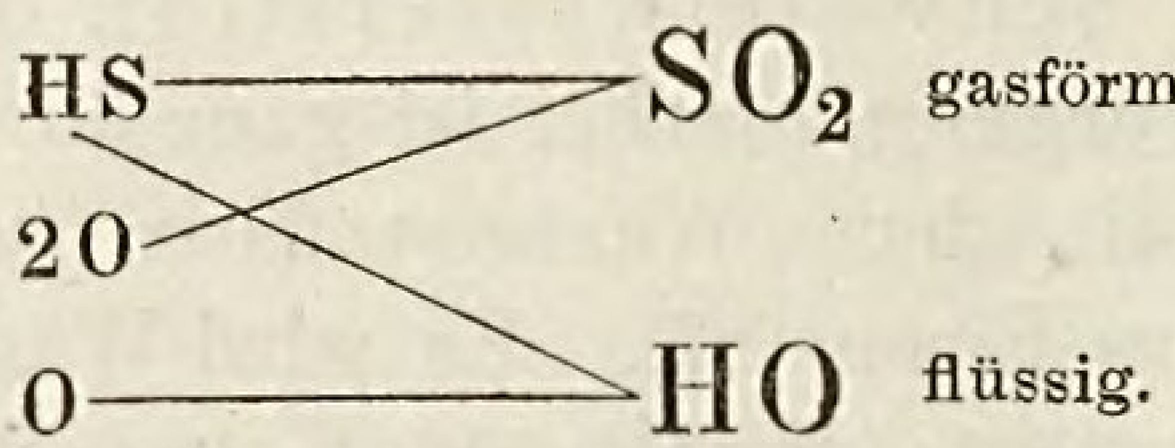


Schwefelwasserstoffwasser. Hört die Gasentwickelung auf, so giesst man abermals etwas verdünnte Schwefelsäure zu, damit sich von Neuem Gas erzeuge. Das Wasser ist mit dem Gase gesättigt, wenn beim Umschütteln der die Oeffnung des Gefässes verschliessende Finger nicht mehr angezogen oder, richtiger, angedrückt wird; 1 Maass Wasser enthält dann $2\frac{1}{2}$ Maass davon aufgelöst. Es wird in kleinen, gut verstöpselten Gläsern unter dem Namen Schwefelwasserstoffwasser aufgehoben. Beim Zutritt der Luft wird es trübe, weil der Sauerstoff der Luft sich mit dem Wasserstoff des Schwefelwasserstoffs zu Wasser vereinigt und der Schwefel dann als feines, weisses Pulver (Schwefelmilch) niederfällt.



147. Eigenschaften des Schwefelwasserstoffs. Entfernt man während der Gasentwickelung das Wasserfläschchen, so kann

man das Gas durch einen brennenden Fidibus entzünden; es brennt mit blauer Flamme, und dabei verschwindet der stinkende Geruch gänzlich, dafür aber tritt der bekannte Geruch des brennenden Schwefels auf. Beide Bestandtheile verbinden sich mit dem Sauerstoff der Luft, und darin eben besteht die Verbrennung; aus dem Schwefel wird dabei schweflige Säure, aus dem Wasserstoff Wasser.



Das Schwefelwasserstoffgas ist schädlich für die Gesundheit, man muss sich daher vor dem Einathmen desselben hüten; am einfachsten geschieht dies, wenn man bei Versuchen mit demselben einen Ort auswählt, wo ein Luftzug stattfindet, durch welchen es weggeweht wird. Ein vor Mund und Nase gehaltenes, mit etwas Weingeist befeuchtetes Tuch ist gleichfalls ein gutes Schutzmittel.

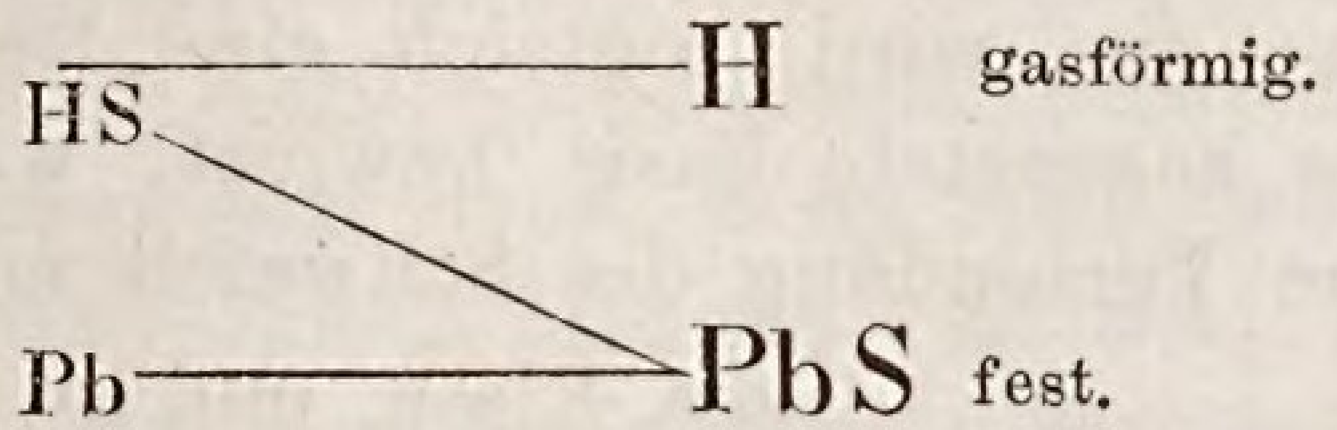
Schwefelwasserstoffgas macht blaues Lackmuspapier roth, auch kann es sich mit vielen Basen verbinden, es gehört daher zu den Säuren. Man nennt es deshalb auch, nach den zwei griechischen Namen für Wasser (*hydor*-) und Schwefel (*thion*-): Hydrothionsäure. Die Eigenschaft, andere Körper sauer zu machen, kommt demnach nicht dem Sauerstoff allein zu, sondern auch dem Wasserstoff; der letztere vermag dies aber nur bei einigen wenigen Elementen, der Sauerstoff bei sehr vielen. Schwefelwasserstoff hat die Formel HS, wodurch angedeutet werden soll, dass es aus 1 Aeq. Wasserstoff und 1 Aeq. Schwefel zusammengesetzt ist. Man wird leicht finden, wie diese Formel der des Wassers (HO) sehr ähnlich ist.

Zur Entdeckung von Schwefelwasserstoff wendet man Bleipapier, d. h. mit schwacher Bleizuckerlösung getränktes Papier an, welches dadurch braun oder schwarz gefärbt wird.

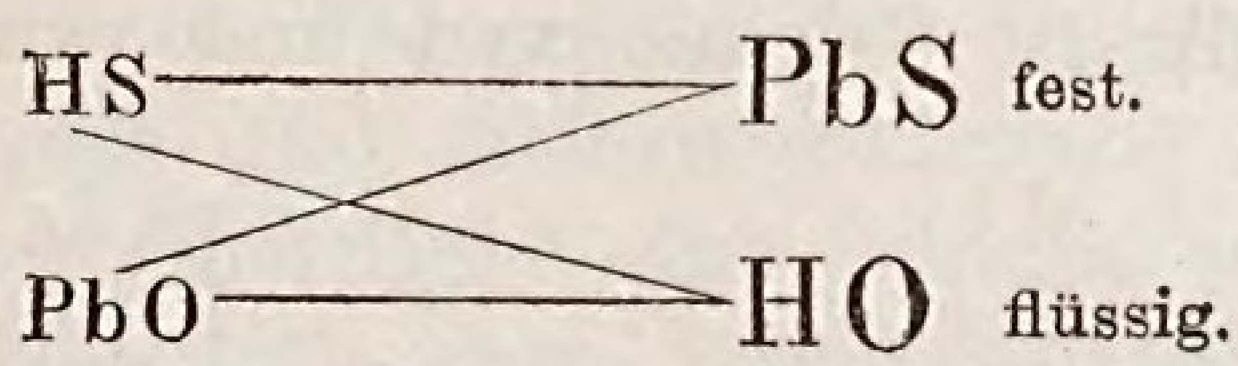
148. Schwefelwasserstoff und metallische Körper. Gegen Metalle, Metalloxyde und Metallsalze zeigt das Schwefelwasserstoffgas ein sehr charakteristisches, für Wissenschaft und Praxis überaus wichtig gewordenes Verhalten, über welches die folgenden vier Versuche nähere Auskunft geben werden.

Metalle und Schwefelwasserstoff. *Versuch* a. Man

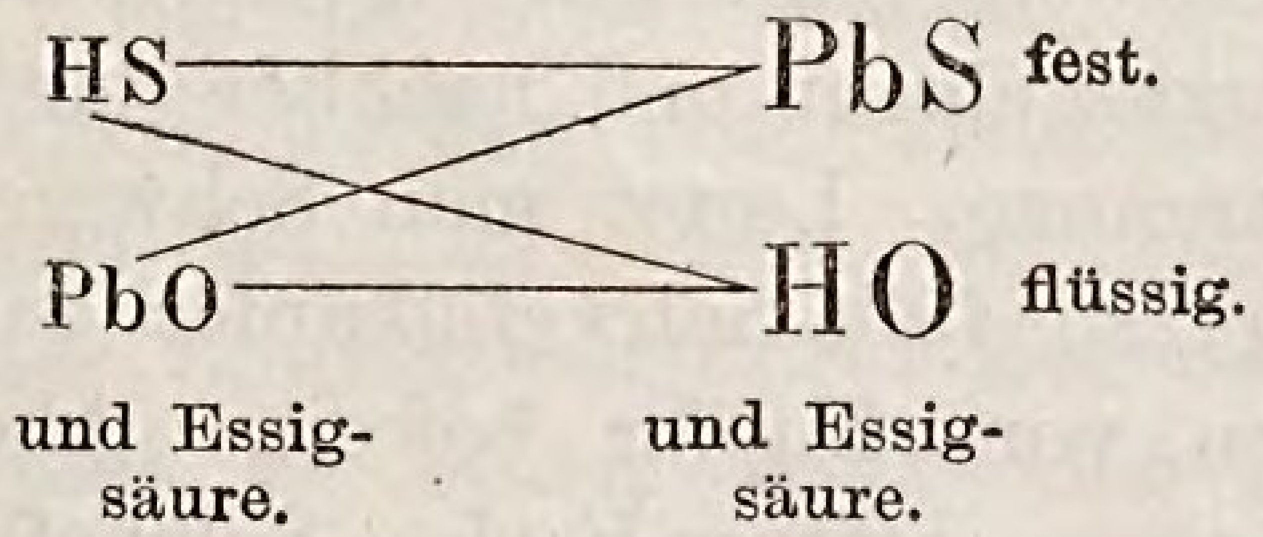
giesse einige Tropfen Schwefelwasserstoffwasser auf eine blanke Silber- oder Kupfermünze, und auf ein Stück Blei und Eisen; die ersten drei Metalle laufen schnell an und werden endlich schwarz; sie verbinden sich nämlich mit dem Schwefel zu dunkeln Schwefelmetallen, während der Wasserstoff entweicht; das Eisen hingegen wird nicht verändert. Pb ist das Zeichen für Blei, Plumbum.



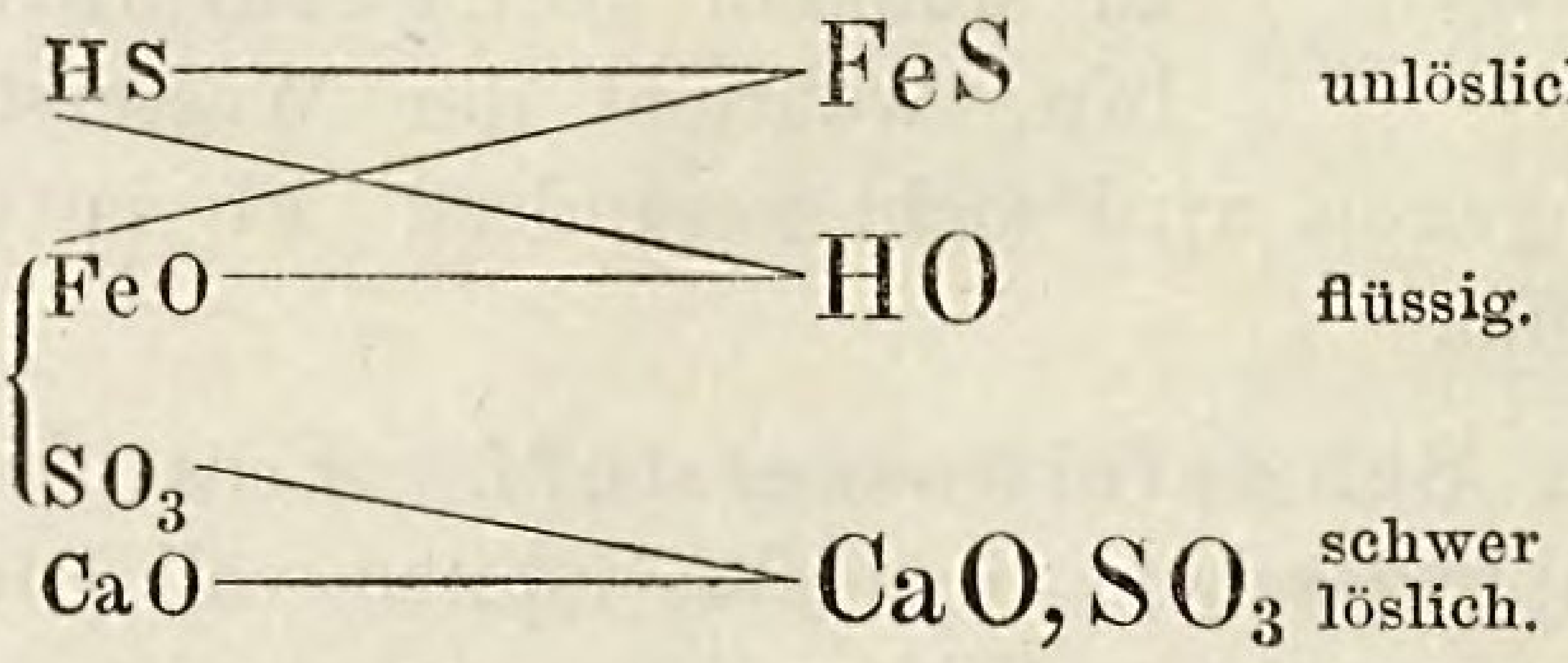
Metalloxyde und Schwefelwasserstoff. *Versuch* b. Man schütte in ein Probirgläschen eine Messerspitze voll Bleiglätte, in ein anderes etwas geglühten Eisenrost und giesse Schwefelwasserstoffwasser darauf: die gelbe Bleiglätte (Bleioxyd) wird sogleich schwarz; es entsteht ein Austausch der Bestandtheile: der Schwefelwasserstoff giebt seinen Schwefel an das Blei des Bleioxydes ab und empfängt dafür den Sauerstoff des letzteren. Es bildet sich sonach Schwefelblei und Wasser und der unangenehme Geruch verschwindet alsbald. In dem Gläschen mit dem geglühten Eisenroste ändert sich weder die Farbe noch der Geruch, ein Beweis, dass in ihm keine chemische Veränderung stattfindet.



Negative Metallsalze und Schwefelwasserstoff. *Versuch* c. Man wiederhole denselben Versuch, nur nehme man statt der Glätte ein ganz kleines Krümchen Bleizucker, statt des Rostes ein wenig Eisenvitriol (nebst einigen Tropfen Essig), welche zwei Salze zuvor jedes für sich in 1 Liter Wasser gelöst werden; der Erfolg ist derselbe wie bei dem vorigen Versuche. Bleizucker ist essigsaures Bleioxyd; das Bleioxyd wird auch bei dieser grossen Vertheilung im Wasser in Schwefelblei verwandelt und fällt mit der Zeit als schwarzer Schlamm zu Boden. Bei sehr starker Verdünnung wird die Flüssigkeit nur braun gefärbt. Die Essigsäure wird frei und bleibt in der Flüssigkeit.



Positive Metallsalze und Schwefelwasserstoff. *Versuch* d. Zu der Eisenvitriollösung, die im vorigen Versuche nach Zusatz von Schwefelwasserstoff klar geblieben, setze man etwas Kalkwasser oder Soda: sie wird sogleich eine tiefschwarze Farbe annehmen. Die zugesetzte Basis bewirkt, was ohne dieselbe nicht geschah, eine Verbindung des Schwefels mit dem Eisen, und zwar aus dem Grunde, weil sie selbst an die Schwefelsäure des Eisenvitriols tritt. Die Schwefelsäure hat eine so grosse Affinität zu dem Eisenoxydul, dass sie das letztere nur dann loslässt, wenn sie einen Ersatz dafür erhält; dieser Ersatz wird ihr durch den Kalk oder die Soda, die man sonach für stärkere Basen ansehen muss, als das Eisenoxydul, geboten. Kalk ist Calciumoxyd und wird mit CaO bezeichnet.



149. Schwefelwasserstoff als Reagens. Aus den vorstehenden Versuchen ergeben sich folgende Lehren:

a) Der Schwefel hat auch auf nassem Wege, d. h. in Flüssigkeiten gelöst, eine sehr grosse Verwandtschaft zu den Metallen, und verwandelt Metalle, Metalloxyde und Metallsalze in Schwefelmetalle.

b) Die meisten Schwefelmetalle sind ganz unlöslich in Wasser; man hat daher in dem Schwefelwasserstoff ein vortreffliches Mittel, um aufgelöste Metalle niederzuschlagen und nachher durch Filtration von der Flüssigkeit zu trennen. Leitet man Schwefelwasserstoff in kupferhaltigen Essig, so fällt Schwefelkupfer nieder, und der filtrirte Essig ist nun vom Kupfer befreit. Aber nicht alle Schwefelmetalle besitzen eine schwarze Farbe; Schwefelantimon sieht gelbroth, Schwefelarsenik gelb, Schwefelzink weiss aus. Hierauf gründet sich die Anwendung des Schwefelwasserstoffs als Reagens, d. h. als Erkennungsmittel vieler Metalle. Bleihaltiger Wein wird auf Zusatz von Schwefelwasserstoffwasser schwarz oder mindestens braun; wegen dieser Anwendung nannte man das letztere sonst Hahnemann'sche Weinprobe.

c) Manche Metalle werden aus ihren Auflösungen auf Zusatz von Schwefelwasserstoffwasser ohne Weiteres als Schwefelmetalle niedergeschlagen, z. B. Kupfer, Silber, Gold, Blei, Quecksilber, Zinn, Antimon, Arsenik (man nennt diese elektronegativ); andere erst dann, wenn man eine stärkere Basis hinzufügt, z. B. Eisen, Zink, Mangan, Kobalt, Nickel (diese heissen elektropositiv). Das Schwefelwasserstoffgas kann demnach auch dazu benutzt werden, um ein Metall von dem anderen zu trennen; es ist hierdurch zu einem der wichtigsten Scheidungsmittel für analytische Chemie geworden.

150. Schwefelwasserstoff durch Fäulniss. Es ist bekannt, dass sich da, wo thierische Stoffe, z. B. Fleisch, Blut, Excremente etc., faulen, ein Geruch nach faulen Eiern entwickelt; dieser rührt gleichfalls von Schwefelwasserstoffgas her, das sich aus dem in den meisten Thierstoffen enthaltenen Schwefel und aus dem Wasserstoff des Wassers bildet. In solcher Luft laufen Kupfer und andere metallene Gegenstände an, indem sich auf ihrer Oberfläche eine Schicht von Schwefelmetall erzeugt. Auch in den Pflanzen findet sich Schwefel vor, in reichlicher Menge insbesondere in den Samen, z. B. den Erbsen, Bohnen etc., und in einigen sehr scharf schmeckenden Gewächsen, z. B. im Senf und Meerrettig. Lässt man diese faulen, so entwickelt sich aus ihnen Schwefelwasserstoffgas.

151. Schwefelwasserstoff in Quellen. Endlich ist noch anzuführen, dass dieses Gas auch zuweilen in Quellwässern vorkommt, was leicht durch Geruch und Geschmack zu entdecken ist. Manche dieser Quellen, z. B. die berühmte heisse Quelle zu Aachen, werden unter dem Namen Schwefelwässer als Heilmittel benutzt. Eine faulende Holzröhre kann oft ein sonst gutes Trinkwasser durch Zersetzung des in letzterem enthaltenen Gypses zu einem stinkenden Schwefelwasser machen; entfernt man die faule Röhre, so wird das Wasser wieder geruchlos und trinkbar.

Schwefelkohlenstoff oder Schwefelalkohol (CS_2).

(Aeq.-Gew. = 38.)

152. Der Schwefelkohlenstoff ist eine wasserhelle, sehr widrig riechende und sehr flüchtige Flüssigkeit. Obwohl schwe-

rer als Wasser (specif. Gew. 1,27), kocht derselbe doch schon bei 48° C. Angezündet verbrennt er mit blauer Flamme zu Kohlensäure und schwefliger Säure. Er löst Schwefel und Phosphor mit Leichtigkeit auf, wie auch Oele und Fette, man wendet ihn daher zum Entfetten der Schafwolle wie zur Oelgewinnung aus Raps- und Leinsamen etc. an. In den Standgefässen bedeckt man ihn zuweilen mit einer Schicht Wasser, welches auf ihm schwimmt und sich nicht mit ihm vermischt, um ihn am Verfliegen zu hindern. Um ihn darzustellen, leitet man Schwefel in Gasform über glühende Holzkohle und verdichtet das Product in eiskaltem Wasser.

Selen (Se) und Tellur.

— Ersteres 1817 von Berzelius, letzteres 1782 von Müller v. Reichenstein entdeckt. —

153. Diese zwei Elemente haben in ihren Verbindungen die grösste Aehnlichkeit mit dem Schwefel, kommen aber nur sehr selten in der Natur vor. Das Selen ist unter Anderem in dem rothen Schlamme enthalten, der sich aus mancher Schwefelsäure, insbesondere nach deren Verdünnung mit Wasser, absetzt.

Phosphor (P).

(Aeq.-Gew. = 31. — Specif. Gew. = 1,84.)

— 1669 von Brandt und Kunkel im Urin, 1769 von Gahn und Scheele in den Knochen entdeckt. —

154. Vorsicht bei Versuchen mit Phosphor. Bei den Versuchen mit Phosphor ist allen Ernstes darauf zu achten, dass er sich nicht zur Unzeit entzünde, da er mit der grössten Heftigkeit fortbrennt und gefährliche Brandwunden veranlassen kann. Er ist im Stande, besonders zur Sommerzeit, sich schon beim ruhigen Daliegen auf Löschpapier oder durch die Wärme der Finger zu entzünden; man muss ihn daher unter Wasser aufbewahren und zerschneiden. Wird er aus dem Wasser herausgenommen, so hält man ihn mit einer kleinen Zange, oder spiesst ihn an die Spitze eines Federmessers; auch ist es der Vorsicht gemäss, zu den Versuchen nur kleine Quantitäten

Phosphor auf einmal anzuwenden und ein Wassergefäss parat zu halten, um ihn, wenn er Feuer fangen sollte, in dasselbe eintauchen zu können.

155. Eigenschaften des Phosphors. Der Phosphor ist in seinen Eigenschaften dem Schwefel sehr nahe verwandt, nur besitzt er eine ungleich hitzigere Gemüthsart. Man könnte den Schwefel für einen phlegmatischen Bruder des Phosphors ansehen. Phosphor schmilzt, kocht, verdampft und verbrennt wie der Schwefel, nur ungleich leichter und schneller; im Winter ist er spröde, im Sommer biegsam wie Wachs. Im reinen und frischen Zustande ist er farblos, bei längerer Aufbewahrung aber wird er gelblich und überzieht sich mit einer etwas Wasser enthaltenden weissen Rinde. Der Phosphor ist ferner in Wasser unlöslich, aber löslich in Aether, Schwefelkohlenstoff und Oelen. Eingenommen ist der Phosphor ein überaus heftiges Gift; man benutzt ihn deshalb häufig zur Vertilgung der Ratten und Mäuse. Die sogenannte Rattenlatwerge (Phosphorteig) wird aus 1 Thl. Phosphor, 36 Thln. kochendheissem Wasser und 32 Thln. Roggenmehl zusammengemischt. Zu den Phosphorpillen kommt noch etwas mehr Mehl.

156. Allotropie des Phosphors. Rother Phosphor. Wird farbloser Phosphor längere Zeit dem Lichte oder einer Hitze von 250° C. ausgesetzt, so erfährt er eine bemerkenswerthe Veränderung, indem er in einen allotropischen Zustand übergeht. Er nimmt dann eine röthlichschwarze, als Pulver eine scharlachrothe, zinnoberähnliche Farbe an und hat nun seine leichte Entzündlichkeit und Löslichkeit wie seine Leuchtkraft verloren, kann aber durch noch stärkeres Erhitzen vollkommen wieder in gewöhnlichen Phosphor übergeführt werden.

Versuche mit Phosphor.

157. Phosphorlösung. *Versuch.* In ein kleines Gläschen bringe man zuerst 10 C. C. Aether, dann ein linsengrosses Stück Phosphor, verstopfe das Gefäss und lasse es unter öfterem Umschütteln einige Tage stehen. Die Flüssigkeit wird abgegossen; sie enthält ungefähr ½ Decigr. Phosphor aufgelöst und dient zu folgenden Versuchen:

Langsame Verbrennung. Leuchten. *Versuch* a. Einige Tropfen der Phosphorlösung werden auf die Hand gegossen und schnell auf ihr verrieben: in einigen Augenblicken ist der Aether verdunstet, der Phosphor aber bleibt in der feinsten Vertheilung auf der Hand zurück. Je feiner derselbe vertheilt ist, um desto leichter verbindet er sich mit dem Sauerstoff der Luft; während dieser Verbindung verbreitet er einen weissen Rauch und ein starkes Licht (er phosphorescirt), daher leuchten die Hände an einem dunkeln Orte. Von dieser Eigenschaft ist der Name Phosphor herzuleiten: phos — heisst Licht, phor — Träger. Durch Reiben der Hände wird dieses Leuchten stärker, weil der Phosphor dadurch immer wieder eine frische Oberfläche erhält, die begierig von Neuem Sauerstoff anzieht. Die Wärme, die dabei entwickelt wird, ist zu unbedeutend, um eine Entzündung zu veranlassen. Man nennt diese bei niedriger Temperatur stattfindende Oxydation eine langsame Verbrennung. Während des Leuchtens riechen die Hände nach Knoblauch und erlangen zugleich einen sauren Geschmack, weil die gebildete Sauerstoffverbindung des Phosphors eine Säure ist; sie heisst phosphorige Säure und besteht aus 1 Aeq. Phosphor und 3 Aeq. Sauerstoff. Will man dieselbe in grösserer Quantität darstellen, so legt man ein Stückchen Phosphor in ein Glas und lässt dieses im Keller so lange stehen, bis der Phosphor sich in eine farblose, saure Flüssigkeit verwandelt hat. Hierbei nimmt jedoch auch ein Theil der erzeugten phosphorigen Säure noch mehr Sauerstoff auf und wird zu Phosphorsäure; die gewonnene saure Flüssigkeit ist demnach ein Gemenge von diesen beiden Säuren.

Lebhafte Verbrennung. *Versuch* b. Man befeuchte ein Stück Zucker mit der Phosphorlösung und werfe es in kochendheisses Wasser: durch die Wärme des letzteren wird der Aether sammt dem gelösten Phosphor luftförmig; beide steigen auf die Oberfläche des Wassers und entzünden sich gewöhnlich daselbst, indem sie sich mit dem Sauerstoff der Luft verbinden. Die Verbrennung erfolgt hier rasch und vollständig, und dabei nimmt der Phosphor eine grössere Menge Sauerstoff auf, nämlich 5 Aeq. Sauerstoff auf 1 Aeq. Phosphor; es bildet sich Phosphorsäure, die überall entsteht, wo Phosphor vollständig, d. h.

mit Flamme verbrennt, wie dies schon gezeigt worden ist (67. 72).

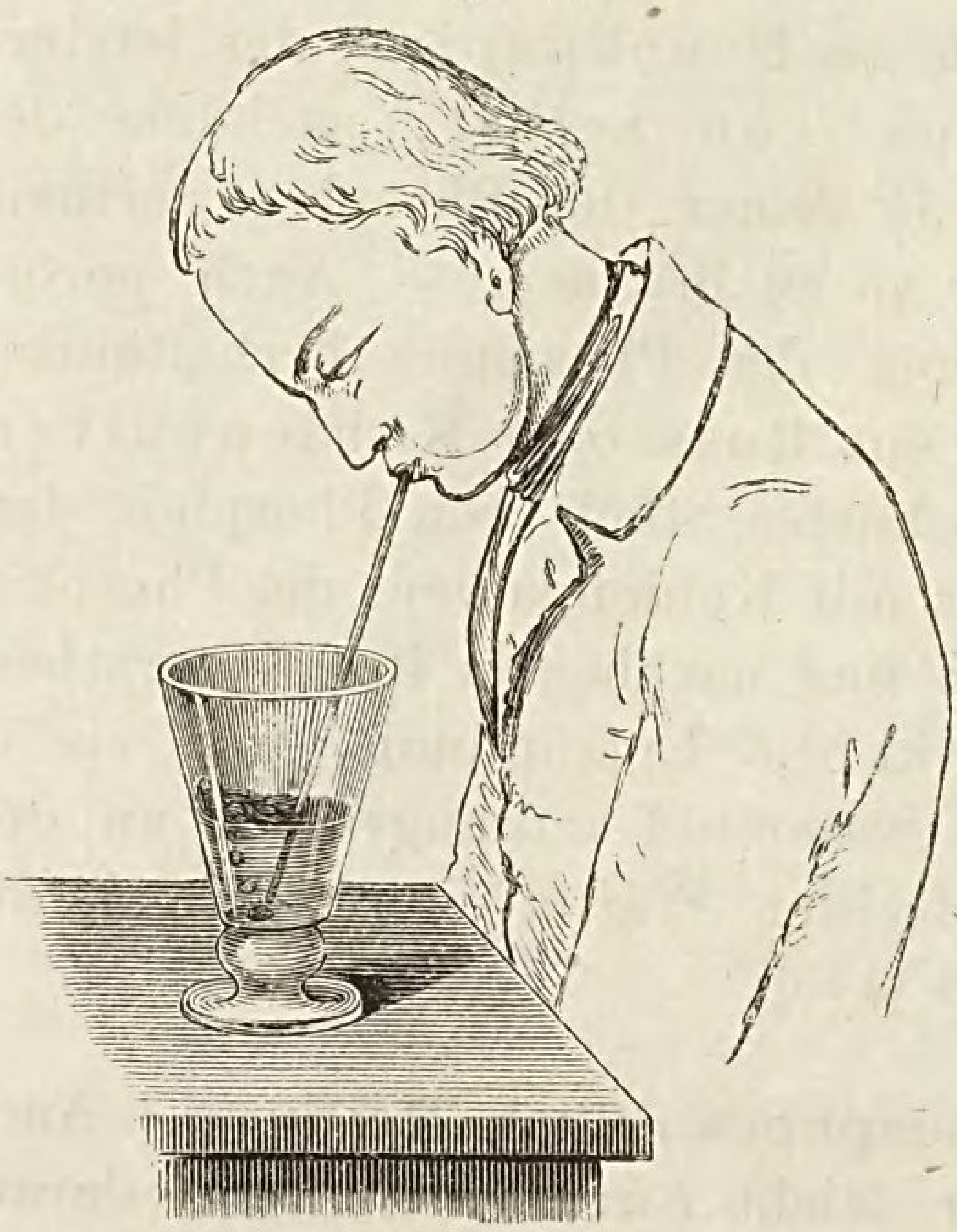
Selbstentzündung. *Versuch* c. Man giesse etwas von der Phosphor-Aetherlösung auf feines Druckpapier: das letztere erglimmt oder entzündet sich von selbst, nachdem der Aether sich verflüchtigt hat. Je feiner der Phosphor zertheilt ist, um desto leichter fängt er an zu brennen. — Auch poröse Körper können eine Entzündung des Phosphors herbeiführen. Man bestreue einen Ziegelstein mit Russ oder Kohlenpulver, lege ein erbsengrosses, abgetrocknetes Stück von Phosphor darauf und überdecke es gleichfalls mit Kohlenpulver: der Phosphor wird nach kurzer Zeit schmelzen und nachher in Brand gerathen. Die fein zertheilte Kohle bewirkt die Entzündung, weil sie in Folge ihrer Porosität begierig Sauerstoff einsaugt und an den Phosphor abgiebt und als schlechter Wärmeleiter zugleich die Abkühlung desselben verhindert (115).

158. Entzündung des Phosphors durch Reibung. Auch durch Reibung wird Phosphor leicht entzündet, und darauf gründet sich die in neuerer Zeit so allgemein gewordene Benutzung dieses Körpers zu Reibzündhölzchen. Die Zündmasse bereitet man aus heissem (70° C.) Gummischleim, wozu man kleine Stückchen Phosphor bringt, die man durch stetes Reiben bis zum Erkalten genau in dem Schleime vertheilt. Da aber die nach dem Trocknen harte Masse keine Luft zu dem in ihr eingeschlossenen Phosphor hinzulässt, so muss dafür gesorgt werden, dass der letztere im Innern einen sauerstoffreichen Körper vorfinde, dem er den zum Anzünden nothwendigen Sauerstoff wegnehmen kann. Man setzt daher Braunstein, Salpeter oder Mennige hinzu. 1¾ Thle. Phosphor, 4 Thle. Gummi arabicum, 4 Thle. Wasser, 2 Thle. Salpeter und 2 Thle. Mennige geben eine gute Zündmasse. Zum Anzünden der Streichhölzchen durch Erwärmung war nach 124. eine Temperatur von 65° bis 70° C. erforderlich, diese wird hier durch gleitende Reibung erzeugt. Dabei zerplatzt und verbrennt die Gummirinde, und das Fortbrennen kann nun durch den Sauerstoff der Luft erfolgen.

159. Unvollständige Verbrennung des Phosphors. *Versuch* a. Ein erbsengrosses Stück Phosphor wird in einem Glase

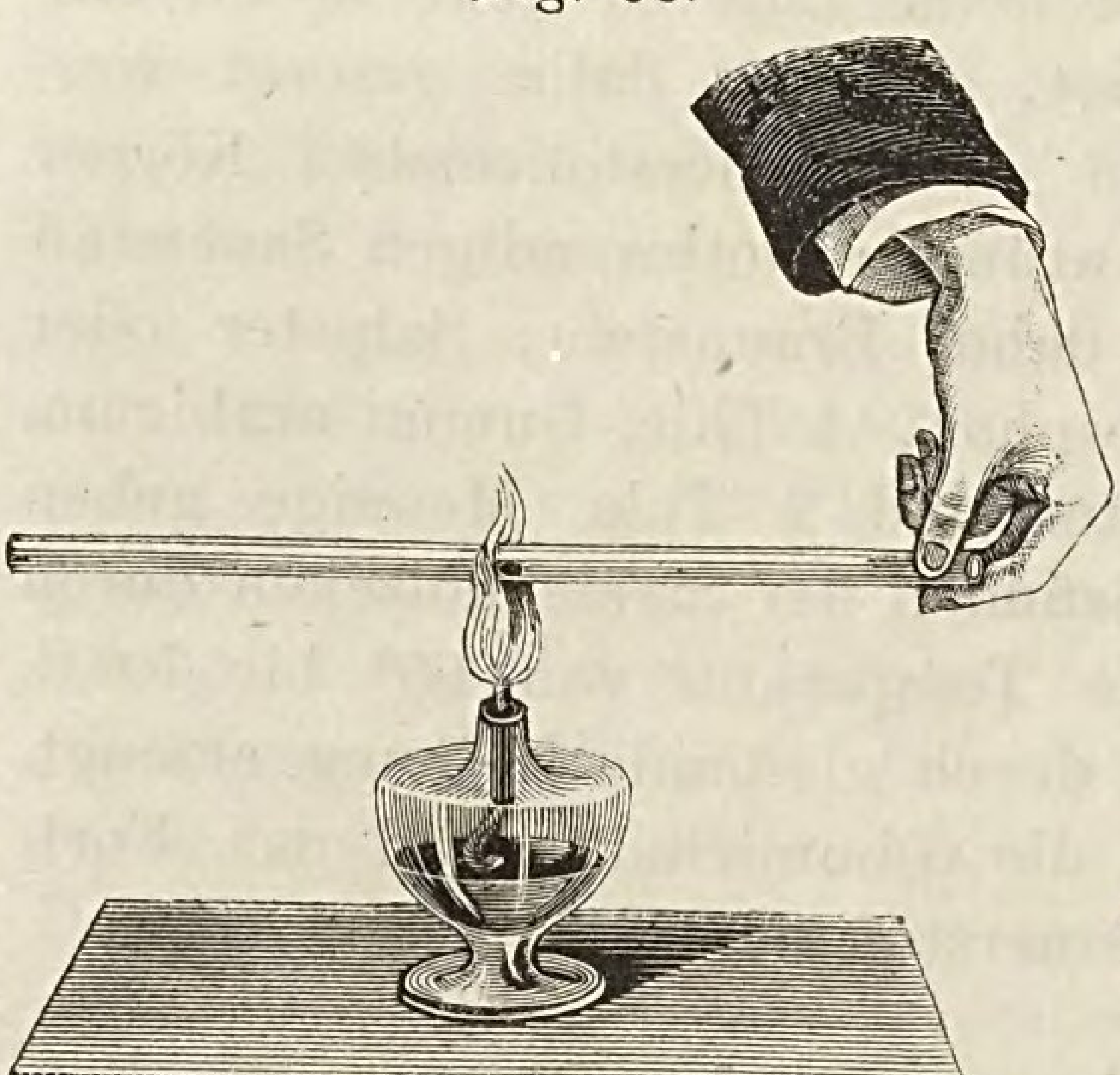
mit so viel heissem Wasser übergossen, dass das Glas nur halb voll wird: der Phosphor schmilzt, kann aber nicht anbrennen, weil das Wasser über ihm den Zutritt der Luft verhindert. Bläst man jedoch vorsichtig, damit kein Uebersprudeln stattfinde, mit dem Munde Luft durch eine lange Glasröhre auf den Boden des Gefässes, so entsteht daselbst durch den Sauerstoff jeder Luftblase eine blitzartige Verbrennung, die man im Dunkeln besonders deutlich wahrnimmt. Das sich bildende und in der Flüssigkeit schwimmende, gelbrothe Pulver deutet an, dass sich hiebei ausser den Sauerstoffverbindungen des Phosphors auch rother allotropischer Phosphor mit erzeugt. Man nannte diese Verbindung bisher Phosphoroxyd, nach neueren Untersuchungen giebt es jedoch keine solche Oxydationsstufe.

Fig. 87.



Kocht man etwas von dem überstehenden Wasser im Dunkeln, so bemerkt man, dass der aufsteigende Dampf leuchtet. Die kleinsten Spuren von Phosphor verrathen sich auf diese Weise.

Fig. 88.



Versuch b. Dieselbe gelbrothe Verbindung erhält man, wenn man ein linsengrosses Stückchen Phosphor in der Mitte einer längeren an beiden Seiten offenen Glasröhre gelind bis zur Entzündung erhitzt. Ist dies geschehen, so wird die Lampe entfernt. So lange die Röhre hori-

zontal gehalten wird, ist die Verbrennung schwach und unvollständig, weil der schwere Rauch, der aus Phosphorsäure und phosphoriger Säure besteht, nur langsam abziehen und daher nur wenig frische Luft hinzutreten kann. An dem oberen Theile der Röhre setzt sich eine rothe Phosphormasse in Menge ab. Die Verbrennung wird aber sogleich lebhafter, wenn man die Röhre neigt; sie erfolgt am vollständigsten, wenn die letztere senkrecht gehalten wird, weil dann der Luftzug am stärksten ist. Man hat es auf diese Weise in seiner Gewalt, den Phosphor vorherrschend in Phosphorsäure, phosphorige Säure oder in die rothgelbe Verbindung umzuwandeln. Dieser Versuch ist auch zur Verdeutlichung des in Oefen und Schornsteinen stattfindenden Luftzuges (122) sehr geeignet.

160. Ozon. *Versuch.* Die langsame Verbrennung des Phosphors bei einer Temperatur von 25 bis 30° C. bietet Gelegenheit dar, einige Eigenschaften des Ozons (83), insbesondere den Geruch und die oxydirende Kraft desselben kennen zu lernen. Man fülle eine Schüssel halb voll mit heissem Wasser und stelle, wenn das Wasser bis zu 35° C. abgekühlt ist, eine mit einer Glasscheibe bedeckte Literflasche hinein, in welche man vorher eine etwa ½ Decimeter lange Stange Phosphor und so viel Wasser gebracht hat, dass der Phosphor halb von Wasser und halb von Luft umgeben ist. Hatte die Phosphorstange in Folge längerer Aufbewahrung sich mit einer weissen Rinde überzogen, so schabt man diese unter kaltem Wasser vorher ab; der Phosphor zeigt dann deutlich weisse Nebel und einen knoblauchartigen Geruch. In dem warmen Wasser tritt eine verstärkte Rauchentwickelung ein, insbesondere wenn man die Flasche öfters bewegt, um immer neue Phosphortheile mit der Luft in Berührung zu bringen. Riecht man nach 4 bis 5 Minuten in die Flasche, so bemerkt man einen anderen, unangenehmen, zum Husten reizenden Geruch; dieser ist dem aus einem kleinen Theile des atmosphärischen Sauerstoffs erzeugten Ozon-Sauerstoff zuzuschreiben. Die heftig oxydirenden Wirkungen des letzteren geben sich an dem Jodstärkepapier und Guajakpapier am deutlichsten zu erkennen; hängt man Streifen davon in die Flasche, so findet man, dass durch Sauerstoffaufnahme die weisse Farbe des ersteren bald in Braun und zuletzt in Dunkelblau übergeht, die bräun-

liche Farbe des letzteren aber in Hellblau, während in ozonfreier atmosphärischer Luft eine Sauerstoffaufnahme und Farbenänderung nicht eintritt. Pflanzenfarben werden durch Ozon, ähnlich wie durch Chlor, gebleicht, Metalle in Oxyde, Oxyde in Superoxyde umgewandelt u. a. m. — Sollte der Phosphor be diesem Versuche sich etwa entzünden, so giesse man rasch so viel kaltes Wasser in die Flasche, dass dieses den Phosphor ganz bedeckt.

Das Jodstärkepapier erhält man, indem man Papierstreifen durch dünnen Stärkekleister (178) zieht, unter den man einige Tropfen Jodkaliumlösung (s. d.) gerührt hat. Durch Ozon (ebenso durch Chlor und salpetrige Säure) wird Jod in Freiheit gesetzt, welches die Stärke tiefblau färbt. Dasselbe Papier benutzt man als Ozonometer, um den wechselnden Gehalt der Luft an Ozon zu bestimmen. Zur Herstellung des Guajakpapiers tränkt man das Papier mit einer Lösung von Guajakharz in Weingeist (Guajaktinctur).

161. Darstellung des Phosphors. Der Phosphor wurde sonst aus Urin gewonnen, jetzt stellt man ihn allgemein aus Knochen dar. Die Knochen bestehen der Hauptsache nach aus Leim (Knorpel), Kalk und Phosphorsäure (PO_5).

Leim wird entfernt durch Glühen der Knochen (er verbrennt).

Kalk wird entfernt durch Schwefelsäure (es entsteht schwefelsaurer Kalk).

Phosphorsäure. { Sauerstoff (O_5) wird entfernt durch Glühen mit Kohle (es entsteht Kohlenoxydgas).
Phosphor (P) bleibt übrig.

Da der Phosphor flüchtig ist und leicht brennt, so wird das Glühen der Phosphorsäure mit Kohle in einem verschlossenen Gefässe, gewöhnlich in einer irdenen Retorte, vorgenommen, deren Hals in ein Wassergefäss taucht, in dem sich die Phosphordämpfe verdichten. Es ist also eine Destillation. Das sich mitentwickelnde Kohlenoxydgas entweicht, nebst etwas Phosphorwasserstoffgas und Kohlenwasserstoffgas, durch das Wasser.

Desoxydiren durch Kohle. Die Kohle hat die Fähigkeit fast allen Säuren und Basen, wie hier der Phosphorsäure, in der Glühhitze den Sauerstoff wegzunehmen, oder, wie man sagt, sie zu desoxydiren oder reduciren; dabei entsteht aus dem

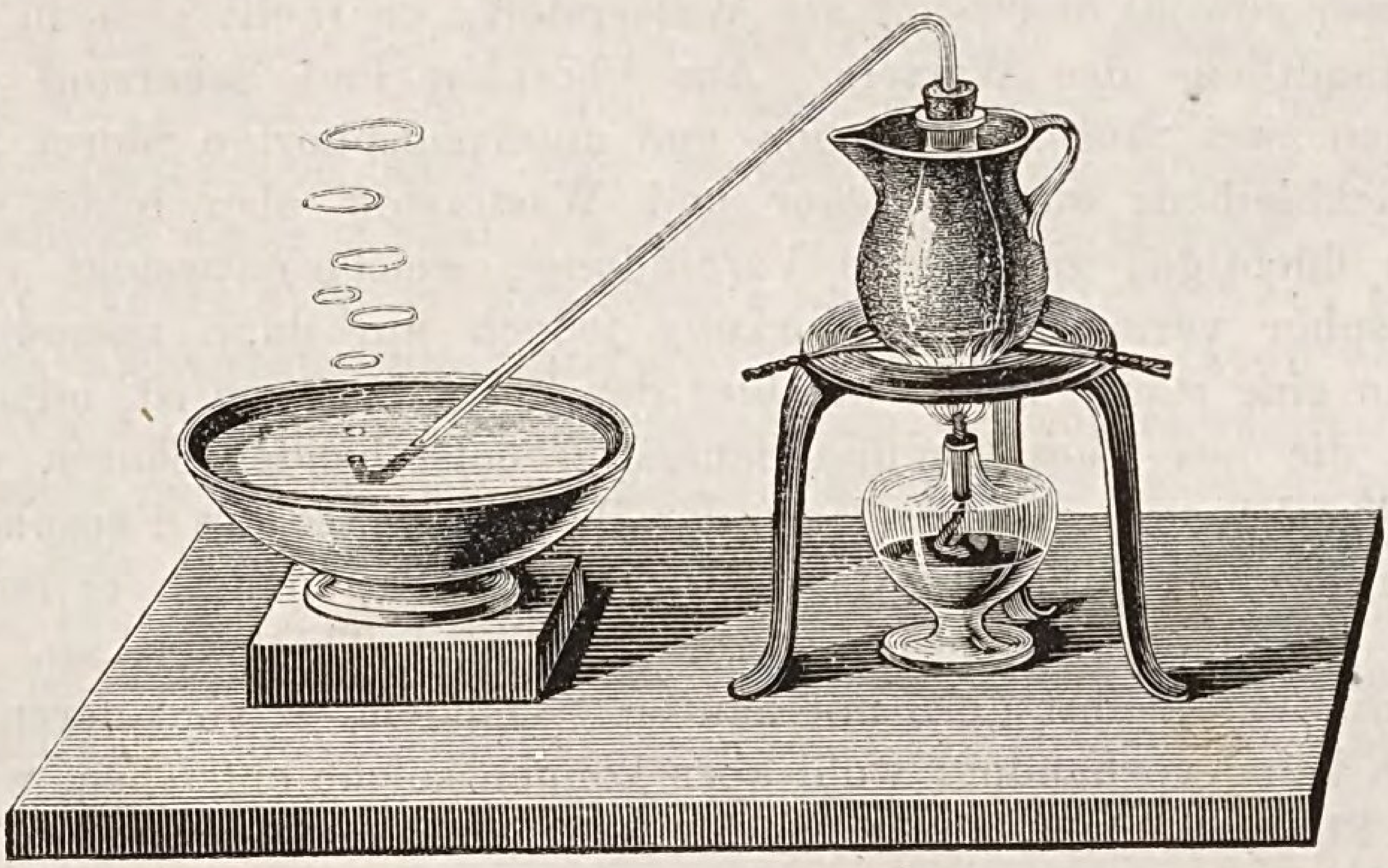
Kohlenstoff und Sauerstoff Kohlenoxydgas (CO), welches entweicht. Wir gewinnen fast alle unsere Metalle aus den in der Erde vorkommenden Metalloxyden oder Erzen durch Erhitzen derselben mit Kohle.

Phosphorwasserstoff (H_3P).

(Aeq.-Gew. = 34.)

162. *Versuch.* In ein kleines Kochfläschchen bringe man 10 Grm. gelöschten Kalk und ein erbsengrosses Stück Phosphor, fülle das Gläschen bis an den Hals voll Wasser und stelle es

Fig. 89.



in ein kleines Töpfchen, in dem sich starkes Salzwasser befindet. Dieses wird aus 1 Thl. Kochsalz und 3 Thln. Wasser bereitet. Nachdem man die Oeffnung des Gläschens mit einer gebogenen Glasröhre, die mit ihrem anderen Ende in ein Wassergefäss taucht, verbunden hat, erhitzt man das Salzwasser bis zum Kochen: es wird sich eine Gasart entwickeln, die sich, so wie sie aus dem Wasser in die Luft tritt, von selbst entzündet. Dieses Gas heisst Phosphorwasserstoffgas und besteht aus mehren Verbindungen von Phosphor und Wasserstoff, der Hauptsache nach aus H_3P. Fängt man dasselbe in einem mit Wasser gefüllten Probirgläschen auf die bekannte Weise auf, so entzündet es sich erst dann, wenn man das Gefäss an der Luft öffnet. Beim Brennen desselben verbinden sich sowohl Phosphor als

Wasserstoff mit dem Sauerstoff der Luft, und es entsteht Phosphorsäure (PO_5) und Wasser ($3HO$). Die erstere bildet einen weissen Rauch, welcher, wenn das Gas in einzelnen Blasen aus dem Wasser aufsteigt, eine ringförmige Gestalt hat. Unverbrannt riecht das Gas knoblauchartig.

163. Prädisponirende Verwandtschaft. Bei der Bereitung von Schwefelwasserstoff (146) nahm das Eisen dem Wasser seinen Sauerstoff und der Schwefel verband sich nun mit dem freigewordenen Wasserstoff. Was diese beiden Stoffe zusammen vermochten, das vermag der Phosphor allein: er entzieht dem Wasser sowohl Sauerstoff als Wasserstoff, er theilt sich in die Bestandtheile des Wassers. Aus Phosphor und Sauerstoff entstehen zwei Säuren (Phosphor- und unterphosphorige Säure), die zurückbleiben; aus Phosphor und Wasserstoff aber bildet sich eine flüchtige, gasförmige Verbindung, welche entweicht. Der Phosphor vermag diese Wirkung jedoch nur dann auszuüben, wenn eine starke Basis, wie hier der Kalk, zugegen ist, mit der sich die aus Phosphor und Sauerstoff entstehenden Säuren verbinden können. Der Kalk ist der Bundesgenosse des Phosphors, er hilft nicht direct bei der Wasserzersetzung, sondern er feuert den Phosphor nur zu grösserer Kraft und Thätigkeit an. Er möchte sich selbst gern mit Säuren verbinden, es sind deren jedoch keine vorhanden; wohl aber können solche entstehen, wenn der Phosphor dem Wasser seinen Sauerstoff entreisst. Dies geschieht, und man kann sagen: der Kalk treibt den Phosphor an, er disponirt ihn zur Wasserzersetzung, damit er selbst sein Gelüste nach einer Verbindung mit Säuren befriedigen könne. Hieraus wird der Name erklärlich werden, den diese Art von Verwandtschaft erhalten hat; man nennt sie nämlich eine prädisponirende oder antreibende. Durch das Wort prae, vorher, soll angedeutet werden, dass es eine Verwandtschaft, ein Verlangen ist nach einem Körper, der noch nicht existirt, der aber aus den vorhandenen Elementen gebildet werden kann, und auch, eben in Folge dieses Verlangens, wirklich gebildet wird.

Betrachtet man jetzt den Vorgang bei der Bereitung des Wasserstoffs (87) und Schwefelwasserstoffs (146), so wird man nicht im Zweifel sein können, dass auch in diesen zwei Fällen eine prädisponirende Verwandtschaft thätig ist. Der an-

treibende Körper ist dort aber eine Säure, die starke Schwefelsäure. Diese hat ein grosses Verlangen nach einer Basis und drängt das Eisen, sich in eine solche umzuwandeln, was leicht geschehen kann, wenn das letztere sich mit dem Sauerstoff des Wassers verbindet. Dadurch wird der andere Bestandtheil des Wassers frei und entweicht in luftförmiger Gestalt, im ersten Falle allein, im zweiten in Gemeinschaft mit dem Schwefel, den das Eisen in dem Augenblicke loslässt, wo es sich mit dem ihm mehr zusagenden Sauerstoff verbindet.

164. Verbindungsgesetz. Es nimmt vielleicht Wunder, warum die Schwefelsäure sich nicht unmittelbar mit dem metallischen Eisen oder der Kalk mit dem Phosphor verbindet; dies geschieht deshalb nicht, weil Eisen und Phosphor einfache, Schwefelsäure und Kalk aber zusammengesetzte Körper sind, und einem schon einmal erwähnten Naturgesetze gemäss, einfache Stoffe sich in der Regel nur mit einfachen, zusammengesetzte aber nur mit zusammengesetzten verbinden können. Die zusammengesetzte Schwefelsäure ist daher nicht im Stande, sich mit dem einfachen Eisen zu vereinigen, wohl aber mit dem zusammengesetzten Eisenoxydul. Ebenso wenig kann der zusammengesetzte Kalk mit dem einfachen Phosphor in Verbindung treten; dies geschieht aber sogleich, wenn der Phosphor durch Anziehung von Sauerstoff ebenfalls zu einem zusammengesetzten Körper geworden ist.

165. Wasserbad. Das Einsetzen des Gläschens bei dem eben beschriebenen Versuche in Salzwasser hat zum Zweck, das Anbrennen des Phosphors beim etwaigen Springen des Gläschens zu verhindern. Salzwasser von der angegebenen Stärke kocht erst bei 109^0, es entsteht also durch dasselbe ein lebhafteres Kochen in dem Gläschen, als wenn man das letztere in blossem Wasser, welches nur 100^0 heiss werden kann, erhitzt. Man nennt einen Apparat, in dem man Körper durch heisses Wasser oder heisse Salzlösungen erhitzt, ein Wasser- oder Marienbad. Auf ähnliche Weise werden Extracte abgedampft und Stoffe getrocknet, die bei stärkerer Hitze leicht anbrennen oder sonst verändert werden.

Phosphor und Schwefel zeichnen sich besonders durch ihre grosse Brennbarkeit aus; man kann sie aus diesem Grunde Pyrogene oder Feuererzeuger nennen.

Rückblick auf die Pyrogene

(Schwefel, Selen, Tellur und Phosphor).

1) Einfache Körper verbinden sich in der Regel nur mit einfachen, zusammengesetzte nur mit zusammengesetzten.

2) Sollen ein Paar Körper chemisch auf einander wirken, so muss gewöhnlich einer von ihnen tropfbar oder gasförmig sein.

3) Wenn Körper plötzlich fest werden, die vorher in einer Flüssigkeit aufgelöst oder als Dampf mit Luft vermengt waren, so erhält man sie als einen zarten, feinen Staub (Schwefelmilch und Schwefelblumen).

4) Alle feinzertheilten und porösen Körper saugen begierig Gasarten ein und verdichten sie in sich; bei manchen geschieht dies mit solcher Kraft, dass die Gase sich innerhalb der Poren chemisch mit einander verbinden (Platinschwamm, Holzkohle, Russ).

5) Eine unvollständige Verbrennung oder Oxydation findet statt, wenn nicht genug Luft (Sauerstoff) vorhanden ist; eine langsame Verbrennung, wenn ein Körper sich bei niedrigerer Temperatur mit Sauerstoff verbindet; eine vollständige und rasche Verbrennung aber, wenn die Verbindung in höherer Temperatur und bei reichlich vorhandener Luft vor sich geht. In den beiden ersten Fällen entstehen niedrigere Oxydationsstufen, in dem letzteren höhere.

6) In der Chemie gilt das Recht des Stärkeren; ein starker chemischer Körper kann einen schwächeren aus seiner Verbindung mit einem anderen austreiben und sich an die Stelle des letzteren setzen. Dies nennt man Zersetzung durch einfache Wahlverwandtschaft.

7) Zersetzung durch doppelte Wahlverwandtschaft tritt ein, wenn zwei Verbindungen ihre Bestandtheile gegenseitig austauschen.

8) Wird eine einfache oder doppelte Wahlverwandtschaft

erst durch Hülfe eines dritten Körpers, gewöhnlich durch eine starke Säure oder eine starke Basis, rege gemacht, so nennt man dies eine Zersetzung durch prädisponirende Verwandtschaft.

9) Desoxydiren, der Gegensatz von Oxydiren, heisst: den Sauerstoff aus einer Verbindung hinwegnehmen.

10) Um einen chemischen Stoff zu erkennen und von anderen zu trennen, versetzt man die Lösung desselben mit Reagentien, d. h. mit solchen Stoffen, die damit eine unlösliche Verbindung bilden (Niederschlag), oder die Farbe, den Geruch etc. desselben verändern; Veränderungen solcher Art heissen Reactionserscheinungen.

11) Nur an löslichen Körpern bemerkt man Geschmack, nur an flüchtigen Geruch.

Dritte Gruppe der Nichtmetalle: Halogene.

Chlor (Cl).

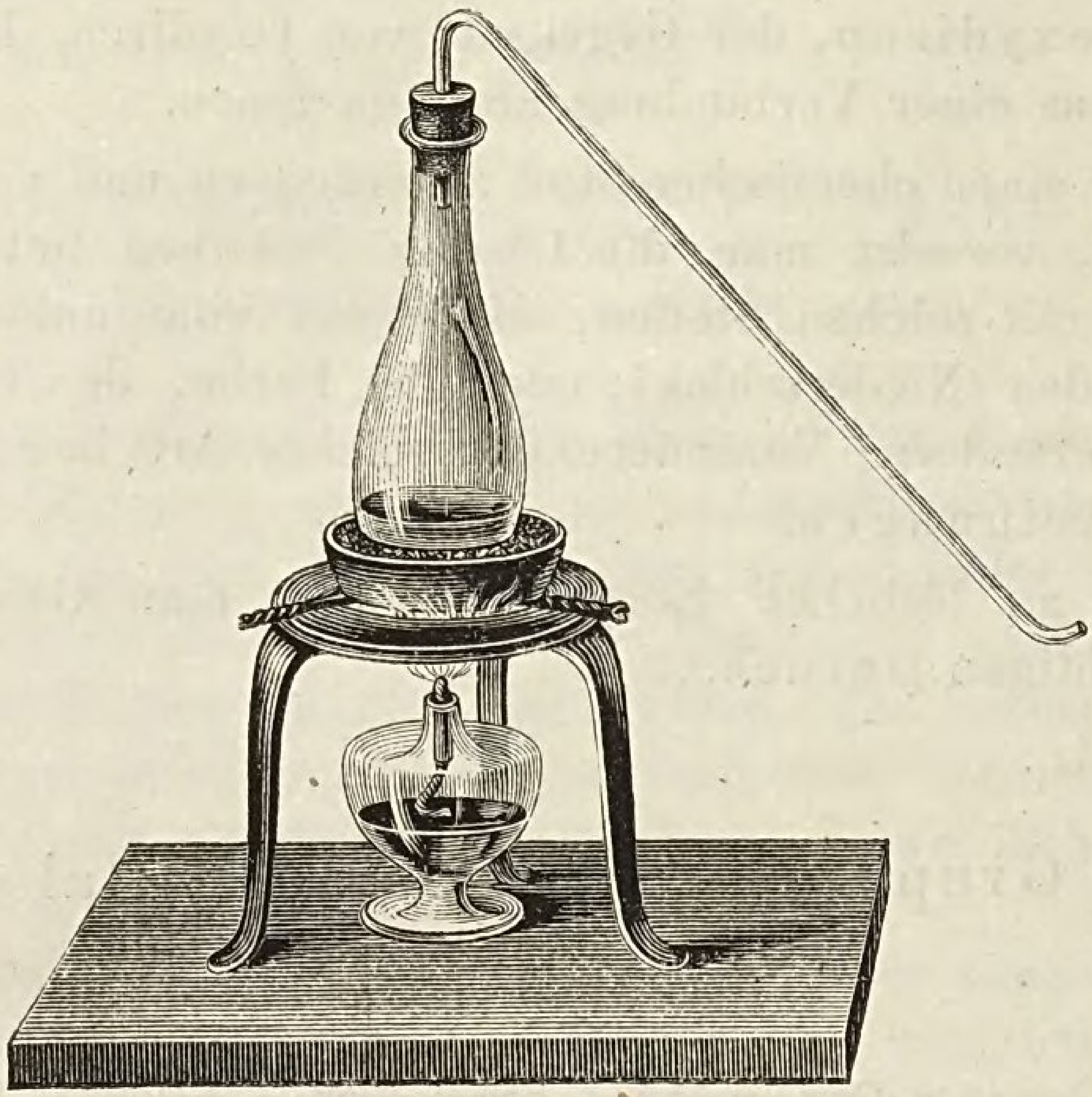
(Aeq.-Gew. = 35,5. — Specif. Gew. = 2,44.)

— 1774 von Scheele entdeckt und „dephlogistisirte Salzsäure" genannt; 1810 von Davy für ein Element erklärt. —

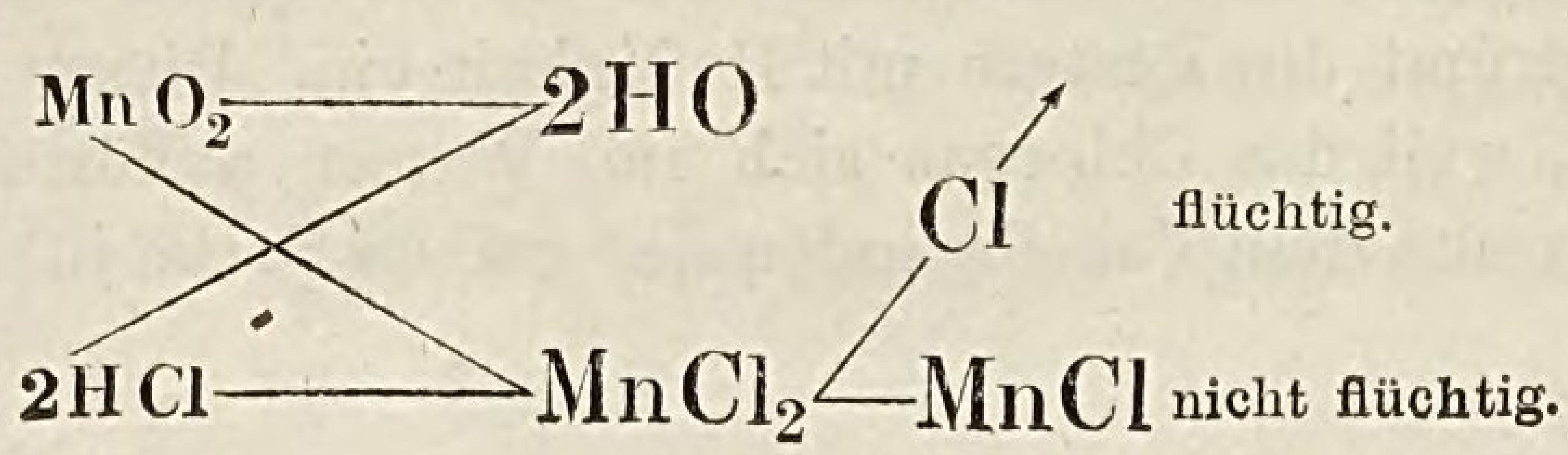
166 Bereitung von Chlor. *Versuch.* 20 Grm. grob gestossenen Braunsteins werden mit 60 Grm. roher Salzsäure übergossen und in einem mit einer gebogenen Glasröhre verbundenen Kochfläschchen (Fig. 90 a. f. S.) langsam erhitzt: es entweicht ein gelbgrünes Gas, das auf die bekannte Weise aufgefangen wird. Dieses Gas heisst Chlor, weil es eine grünliche Farbe hat (das griechische Wort chloros bedeutet gelbgrün). Man füllt mehre weisse Gläser von etwa 200 C.C. Inhalt damit an und verstöpselt sie. Ausserdem lässt man ein Glas nur zu $^2/_3$ sich mit Gas füllen und schüttelt es mit dem zurückgebliebenen $^1/_3$ Wasser: das Glas bleibt an dem die Oeffnung verschliessenden Finger hängen, ein Beweis, dass innen ein luftverdünnter Raum entstanden ist, den die äussere Luft auszufüllen strebt. Entfernt man den Finger, so strömt die letztere mit Heftigkeit ein. Dieser leere Raum entstand, weil das Chlorgas sich im Wasser auflöste, wie man dies auch aus dem Verschwinden der gelben Farbe in dem oberen

Theile des Gläschens schliessen kann. 1 Maass Wasser kann bei 12^0 C. $2\frac{1}{2}$ Maass Chlor auflösen; die Auflösung heisst *Chlorwasser*.

Fig. 90.



Vorgang bei der Chlorbereitung. Die Salzsäure, die man sich allgemein aus dem Kochsalze darstellt, ist eine Verbindung von Chlor und Wasserstoff und gehört zu der Reihe der Wasserstoffsäuren; nimmt man ihr den Wasserstoff weg, so muss das Chlor frei werden. Dies geschieht auf folgende Weise. Wenn Salzsäure mit Braunstein (Mangansuperoxyd, $Mn\,O_2$) zusammengebracht wird, so entzieht der Sauerstoff des Braunsteins der Salzsäure ihren Wasserstoff und es entsteht *Wasser*, zugleich aber auch aus dem in Freiheit gesetzten Mangan und Chlor *Mangansuperchlorür* ($Mn\,Cl_2$). Das Mangansuperchlorür verliert aber schon durch ganz gelindes Erwärmen die Hälfte seines Chlors, ähnlich, nur weit leichter, wie aus dem Mangansuperoxyd (Braunstein) beim Glühen ein Theil des Sauerstoffs entweicht. Aus Mangansuperchlorür entsteht demnach Manganchlorür (Mn Cl) und freies Chlor, welches letztere als gelbes Gas entweicht



167. Status nascens. Treibt man den Sauerstoff vorher durch Glühen aus dem Braunstein aus und leitet ihn sodann in Salzsäure, so hat er die Kraft nicht mehr, der letzteren ihren Wasserstoff zu entziehen; man erhält kein Chlor. Nur der neugeborne Sauerstoff hat diese Kraft in dem Augenblicke, in welchem er aus einer anderen Verbindung ausgeschieden wird; ist er einmal frei, so hat er viel weniger Neigung, seine Freiheit wieder aufzugeben. Man nennt den ersteren: Sauerstoff in statu nascenti. Diese Eigenthümlichkeit zeigen alle anderen Elemente, und sie wird sehr oft benutzt, um freiheitliebende Körper, d. h. solche, die nur eine schwache Verwandtschaft zu anderen zeigen, zu Verbindungen zu nöthigen, die man auf directem Wege nicht hervorbringen kann.

168. Chlor aus Kochsalz. Die Salzsäure erhält ihr Chlor aus dem Kochsalze, welches zur reichlichen Hälfte aus Chlor besteht. Man kann dieses Gas daher auch aus Kochsalz darstellen, wenn man 1 Thl. davon mit 1 Thl. Braunstein, 2 Thln. Schwefelsäure und 2 Thln. Wasser mengt und erwärmt; die Schwefelsäure entwickelt aus dem Kochsalze Salzsäure, und diese wird auf die schon angegebene Weise durch den Braunstein zerlegt. Wie durch Braunstein, so erhält man auch durch alle anderen Körper, welche leicht Sauerstoff abgeben, z. B. durch chromsaures Kali, Mennige, Salpetersäure u. s. w., Chlorgas, wenn man sie mit Salzsäure oder mit Kochsalz und Schwefelsäure erwärmt.

Versuche mit Chlorgas und Chlorwasser.

169. Eigenschaften des Chlors. Das Chlor wirkt giftig, wenn man es einathmet; man muss sich daher bei seiner Bereitung und bei den Versuchen mit Chlorgas sehr in Acht nehmen, es einzuschlucken. Zu grösserer Sicherheit giesst man einige Tropfen Weingeist und Salmiakgeist (Ammoniak) auf ein Tuch und wedelt mit diesem öfters durch die Luft; das in der letzteren enthaltene Chlor wird dann so verändert, dass es seine Schädlichkeit verliert.

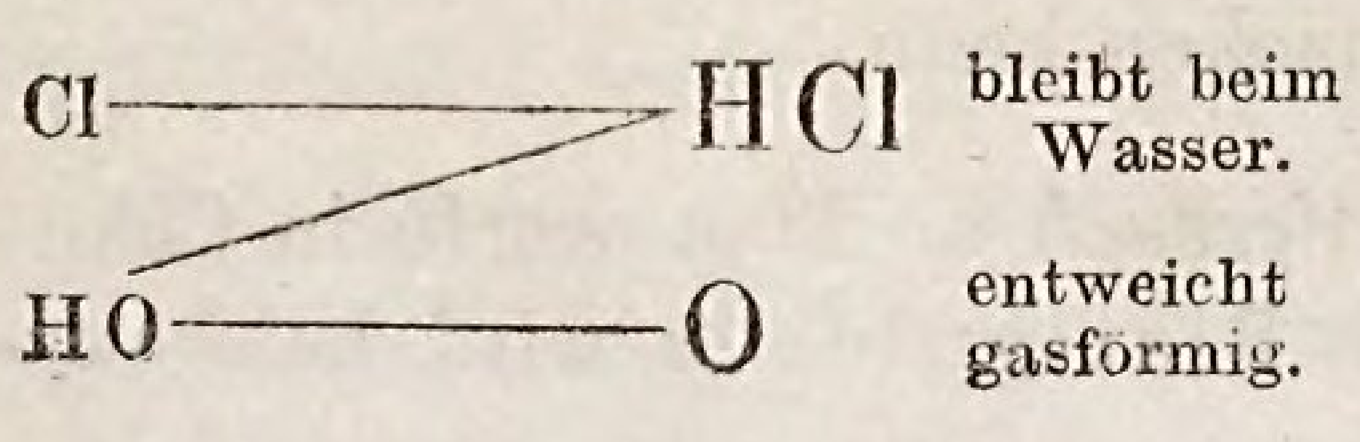
Um den Geruch des Chlors wahrzunehmen, rieche man vorsichtig an dem Chlorwasser (nicht an dem Chlorgas); das Chlor-

wasser kann auch ohne Gefahr gekostet werden. Der Geruch des Chlors ist eigenthümlich stechend und erstickend, sein Geschmack herbe und schrumpfend. Stellt man an einem luftigen Orte ein Gläschen mit Chlorgas offen an die Luft, so bemerkt man kein Verschwinden desselben; kehrt man das Gläschen aber um, so wird es in kurzer Zeit nur noch atmosphärische Luft enthalten. Das Chlorgas ist beinahe $2\frac{1}{2}$ mal schwerer als gewöhnliche Luft.

170. Bleichkraft des Chlors. *Versuch.* Man werfe ein Stückchen Lackmuspapier in Chlorgas: es wird weiss; man giesse zu etwas Rothwein oder Tinte Chlorwasser: beide Flüssigkeiten verlieren ihre Farbe. Das Chlor bleicht und zerstört alle Farben, die aus dem Pflanzen- oder Thierreiche abstammen. In Folge dieser Eigenschaft ist das Chlor zum wichtigsten Bleichmittel geworden, mit dem man jetzt in wenigen Stunden Leinwand, Baumwolle, Papier u. a. Stoffe zur blendendsten Weisse bringen kann, zu deren Bleichung man Wochen, ja Monate brauchen würde, wenn man sie nach der gewöhnlichen Weise auf Rasen an die Sonne legte. Man nennt diese Bleichmethode Schnell- oder Fixbleiche (die ältere Rasenbleiche). Sie ist ganz vortrefflich und schadet der Haltbarkeit der Zeuge nicht im Mindesten, wenn man nur dafür sorgt, dass alles Chlor nach dem Bleichen vollständig wieder weggeschafft wird, was indess nicht so leicht geht, als manche Bleicher glauben. Beobachtet man diese Vorsicht nicht, oder wendet man zu viel oder zu starkes Chlorwasser an, so wird freilich, nachdem die Farbe zerstört ist, auch die Faser des Garnes oder Gewebes selbst angegriffen und zerstört. Die Schuld ist dann aber nicht sowohl dem Chlor, sondern vielmehr der unverständigen Anwendung desselben zuzuschreiben. In dem unterschwefligsauren Natron (Antichlor) hat man ein Salz, durch welches sich das in den gebleichten Stoffen etwa noch vorhandene Chlor aufs Vollständigste unschädlich machen lässt. Das Bleichen geschieht jetzt nur noch selten mit Chlorgas selbst oder mit Chlorwasser, wobei die Gesundheit der Arbeiter zu sehr gefährdet ist, sondern mit Chlorkalk, einem Salze, in dem das Chlor chemisch gebunden ist, aus dem es aber sehr leicht, schon durch blosses Stehen an der Luft, wieder frei gemacht werden kann.

171. Desinficirende Kraft des Chlors. *Versuch.* Man setze zu faulenden und stinkenden Stoffen (Wasser aus Blumenvasen, Mistjauche, faulen Eiern etc.) Chlorwasser: der unangenehme Geruch wird sogleich aufs Vollständigste verschwinden. Das Chlor zersetzt, wie die Farben, so auch die flüchtigen Verbindungen, die sich bei der Fäulniss bilden und den bekannten unangenehmen Geruch veranlassen. Ebenso wirkt es auch auf die Krankheitsstoffe (Miasmen und Contagien), die sich bei vielen Krankheiten in der Luft ausbreiten, oder an Kleidern und Betten festhaften und ansteckend auf andere Personen wirken. Man hat daher in dem Chlor ein kräftiges Desinfectionsmittel, um dadurch Krankheits- oder faulige Stoffe, verpestete Luft etc. wieder zu reinigen, und um das Weiterfaulen organischer Körper zu verhindern. Dumpfige Fässer werden wieder rein, wenn man sie mit Chlorwasser und zuletzt mit etwas Kalkmilch ausspült. Moderige Keller und Gewölbe, in denen sich Milch oder Bier nicht mehr hält, ohne umzuschlagen, werden wieder auf lange Zeit brauchbar durch Räucherung mit Chlorgas oder durch Auspinseln mit Chlorkalkauflösung.

172. Chlorwasser im Licht. *Versuch.* Ein kleines, weisses Gläschen wird mit Chlorwasser gefüllt und verkehrt in eine mit Wasser gefüllte Tasse gestellt: es bleibt an einem dunklen Orte unverändert. Stellt man dasselbe aber in die Sonne, so sammelt sich in dem oberen Theile des Gläschens eine farblose Luftart an, in der sich ein glimmender Holzspan entzündet; diese Luftart ist Sauerstoff. Nach einigen Tagen hat das Wasser den Chlorgeruch verloren, es schmeckt sauer und blaues Lackmuspapier wird darin nicht mehr weiss, sondern roth. Es waren nur drei Elemente vorhanden: die Bestandtheile des Wassers und Chlor, es ist klar, das Chlor hat sich mit dem Wasserstoff des Wassers zu Salzsäure verbunden, der Sauerstoff des Wassers aber ist frei geworden. Das Chlor hatte hier die Wahl zwischen dem Wasserstoff und Sauerstoff des Wassers; es wählte den ersteren, woraus erhellt, dass es eine grössere Verwandtschaft zum Wasserstoff als zum Sauerstoff besitzt. Dieser Vorgang ist wieder ein Beispiel einer einfachen Wahlver-

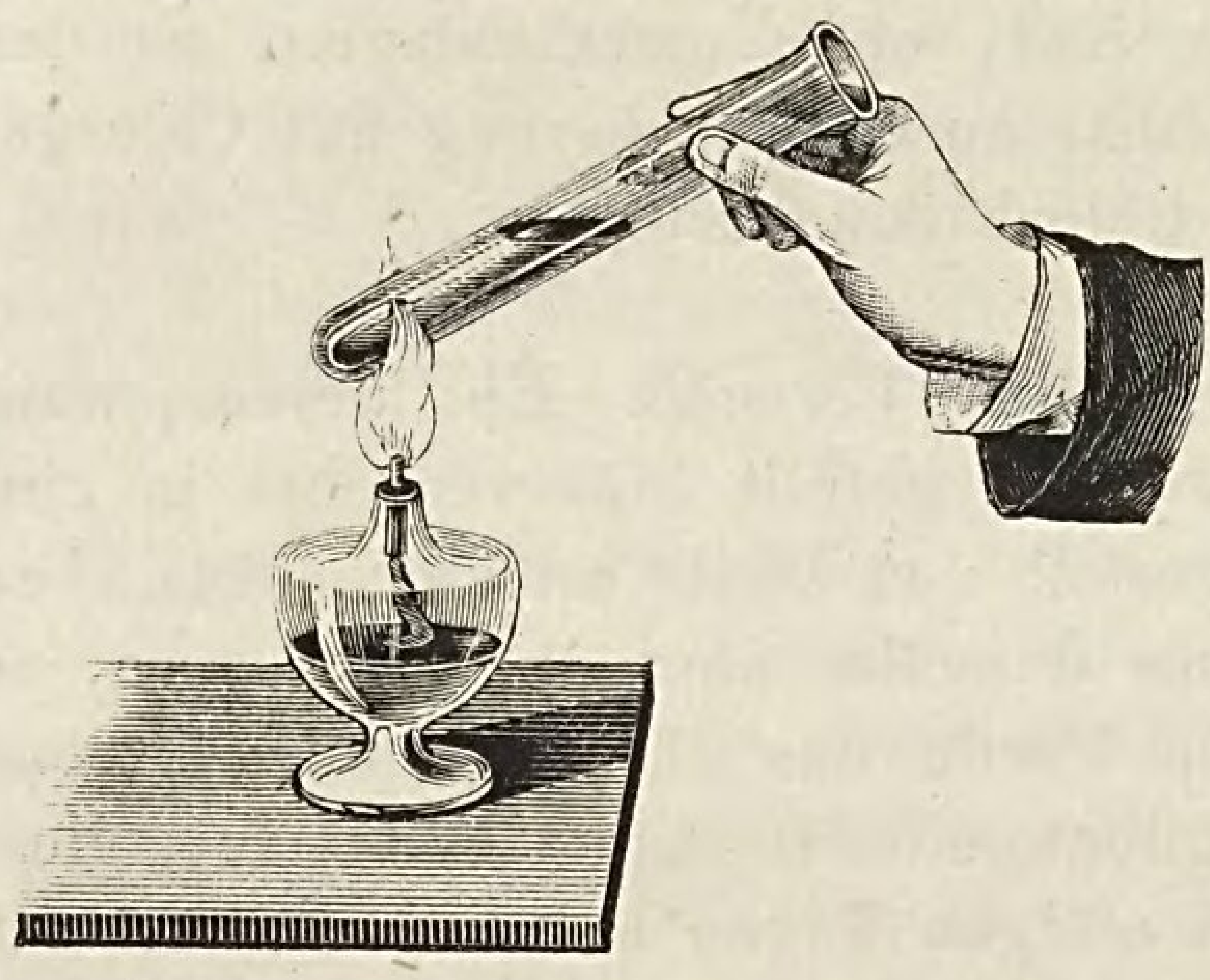


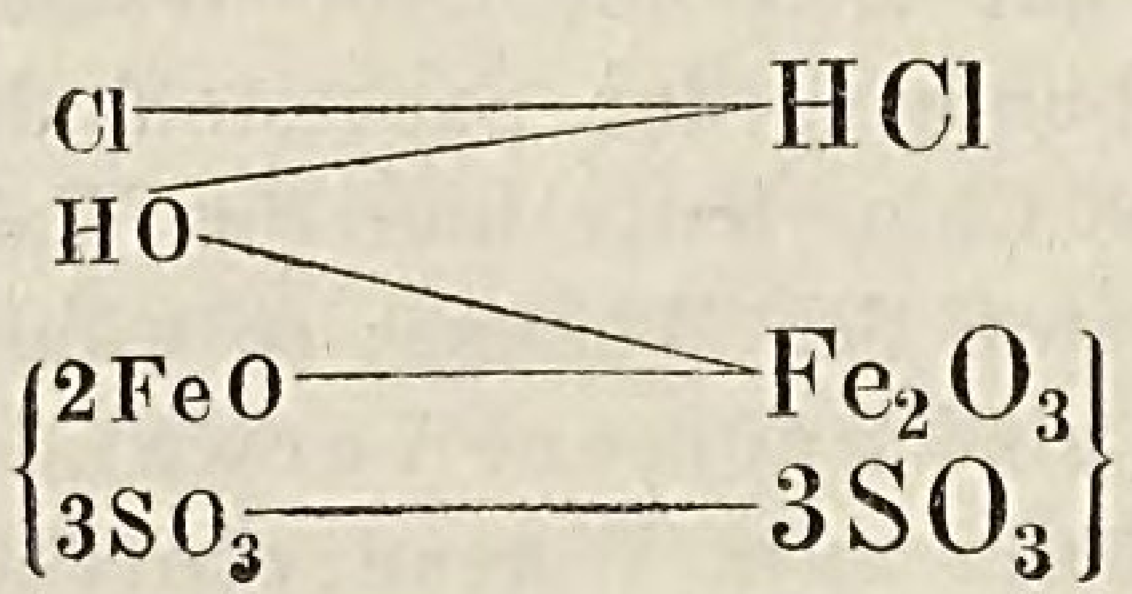
wandtschaft. Man schützt die Flaschen, in denen Chlorwasser aufbewahrt wird, am einfachsten vor der Zersetzung durch das Licht durch Bekleben mit schwarzem Papier.

Aus der starken Verwandtschaft des Chlors zum Wasserstoff lassen sich jetzt die bleichenden und desinficirenden Wirkungen desselben leicht erklären. Alle Pflanzen- und Thierstoffe enthalten Wasserstoff, dieser wird ihnen durch das Chlor weggenommen. Fällt aber eine einzige chemische Säule, so stürzt das ganze chemische Gebäude nach. Durch Entziehung des Wasserstoffs entstehen aus gefärbten Stoffen farblose, aus riechenden geruchlose, aus Krankheitsstoffen unschädliche, aus unlöslichen Stoffen sehr häufig lösliche etc.

173. Chlor als Oxydationsmittel. *Versuch.* In einem Probirgläschen löse man ein wenig Eisenvitriol (schwefelsaures Eisenoxydul) in Wasser auf und versetze die Auflösung mit einigen Tropfen Schwefelsäure, sodann mit etwas Chlorwasser: sie wird alsbald eine gelbe Farbe annehmen. Auch hierbei wird Wasser zersetzt; der Wasserstoff geht ans Chlor, der Sauerstoff aber wird nicht frei, weil er einen Körper antrifft, der zwar schon Sauerstoff hat, aber noch mehr davon aufnehmen kann, nämlich das Eisenoxydul. Dieses wird höher oxydirt, und die gelbe Flüssigkeit enthält nun schwefelsaures Oxyd. Man hat also in dem Chlorwasser ein starkes Oxydationsmittel, durch welches man leicht aus Oxydulsalzen Oxydsalze machen kann.

Fig. 91.





174. Metalle und Chlor. *Versuch* a. Man werfe in Chlorwasser ein Blättchen von echtem Blattgold: es wird bald ver-

schwinden, weil das einfache Chlor sich mit dem einfachen Gold verbindet. Die Verbindung heisst Chlorgold; sie ist im Wasser aufgelöst. Das Chlor hat eine sehr grosse Neigung, sich mit den Metallen zu verbinden. Diese Verbindungen verhalten sich ganz wie Salze; man nennt sie Chlormetalle; die meisten derselben sind in Wasser löslich.

Versuch b. In eine mit Chlorgas gefüllte Flasche schütte man ein wenig zu Pulver zerriebenes Antimonmetall: dasselbe wird während des Herabfallens glühend und bildet einen Feuerregen. Das Feuer entsteht durch die heftige Verbindung des Chlors mit dem Antimon. Der weisse Rauch, der das Fläschchen anfüllt, ist die neu entstandene Verbindung, Chlorantimon.

Versuch c. Man flechte feinen Messingdraht, z. B. eine Claviersaite, zu einem längeren Büschel zusammen, drücke an das untere Ende einige Blätter von unechtem Blattgold (Goldschaum) fest und senke denselben in eine mit Chlorgas gefüllte Flasche: es tritt hier gleichfalls ein lebhaftes Erglühen ein und der Draht verbrennt unter Funkensprühen. Verbrennen heisst in diesem Falle so viel, als: sich mit Chlor verbinden. Messing besteht aus Zink und Kupfer, es bilden sich demnach Chlorzink und Chlorkupfer. Beide lösen sich in hinzugegossenem Wasser auf und das Chlorkupfer ertheilt der Auflösung eine blaugrüne Farbe.

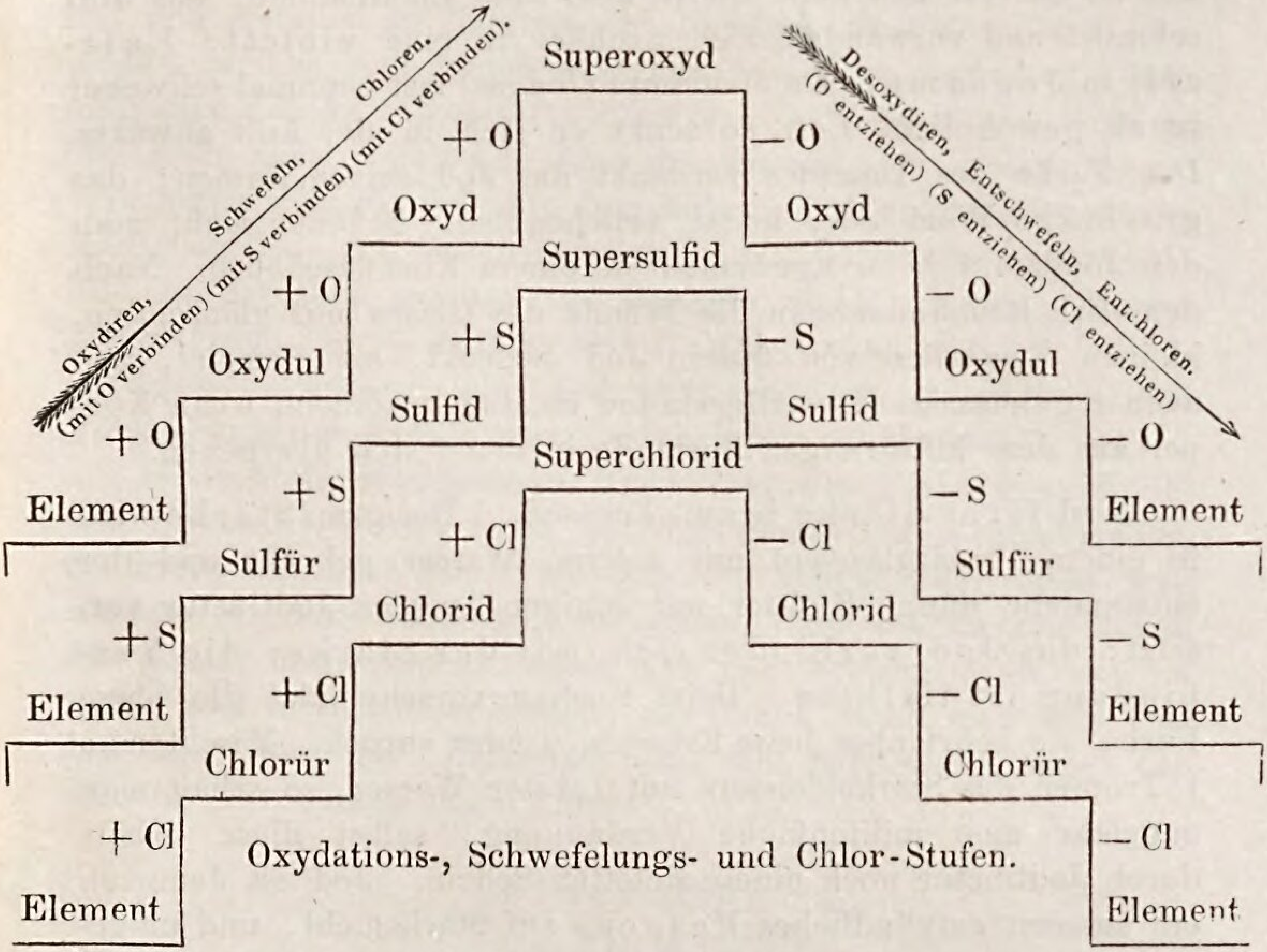
175. Eisen ist stärker als Kupfer. *Versuch.* Man lege in die Flüssigkeit vom vorigen Versuche eine blanke Messerklinge: sie wird sich nach kurzer Zeit mit einer Haut von rothem Kupfermetall überziehen, während die Flüssigkeit ihre Farbe verliert. Das Eisen besitzt eine noch grössere Verwandtschaft zum Chlor als das Kupfer, und da in der Chemie immer das Recht des Stärkeren gilt, so zieht es das Chlor an sich und das Kupfer setzt sich in metallischer Gestalt ab. Man benutzt diese Methode häufig, um ein Metall aus seiner Auflösung durch ein anderes niederzuschlagen. Blankes Eisen ist sonach ein Reagens auf Kupfer, und wir können durch eine blanke Messerklinge sehr einfach und genau ermitteln, ob in sauren Gurken oder Pflaumenmus Kupfer sei, welches bei sorgloser Bereitung aus den kupfernen Kesseln leicht in dieselben gelangen kann.

176. Natrium und Chlor. *Versuch.* Wird ein erbsengrosses Stück Natrium in eine Tasse geworfen, in der sich

Chlorwasser befindet, so fährt es auf letzterem, ähnlich wie auf gewöhnlichem Wasser, mit zischendem Geräusche herum und verschwindet endlich; die Flüssigkeit reagirt aber nachher, vorausgesetzt, dass genug Chlor zugegen war, nicht basisch, wie bei Versuch 85, und schmeckt auch nicht laugenhaft, sondern salzig. Lässt man sie auf einem warmen Ofen allmälig verdunsten, so bleiben kleine würfelförmige Krystalle zurück, deren Bestandtheile Chlor und Natrium sind. Es hat sich also aus diesen beiden Elementen ein Salz gebildet, Chlornatrium, das allgemein bekannte Kochsalz.

177. Chlorstufen. Das Chlor kommt auch noch darin mit dem Sauerstoff und Schwefel überein, dass es sich, wie diese, in verschiedenen Verhältnissen mit anderen Elementen vereinigen kann. Es giebt also auch Chlorstufen, ebenso wie Oxydations- und Schwefelungsstufen. Für jede Sauerstoffverbindung eines Metalls giebt es in der Regel auch eine Schwefel- und eine Chlorverbindung desselben. Die Verbindungen mit der geringeren Menge Chlor heissen Chlorüre und entsprechen den Oxydulen und Sulfüren, die mit der grösseren Menge Chloride und entsprechen den Oxyden und Sulfiden. Noch höhere Chlorverbindungen führen den Namen Superchlorüre und Superchloride. Das folgende Schema wird jetzt von selbst verständlich sein.

Fig. 92.



Oxydations-, Schwefelungs- und Chlor-Stufen.

Jod (J).

(Aeq.-Gew. = 127. Specif. Gew. = 5.)

— 1811 von Courtois in der Asche von Strandpflanzen entdeckt; von Gay-Lussac als Element erkannt. —

178. Das Jod ist ein dem Reissblei sehr ähnlicher, fester Körper, der chlorartig riecht, scharf schmeckt und die Finger beim Anfassen braun färbt (Vorkommen 179).

Jodtinctur. *Versuch.* 1 Grm. Jod wird in einem Gläschen mit 10 Grm. starkem Weingeist übergossen; war das Jod rein, so löst es sich vollständig auf. Die dunkelbraune Auflösung heisst Jodtinctur. Wasser löst nur eine Spur davon auf, es erlangt aber doch dadurch eine gelbe Farbe und einen schrumpfenden Geschmack.

Joddampf. *Versuch.* Man streue einige Krümchen Jod auf ein Messer und halte dieses über eine Lichtflamme: das Jod schmilzt und verwandelt sich nachher in eine violette Luftart, in Joddampf. Da Joddampf (Jodgas) fast neunmal schwerer ist als gewöhnliche Luft, so senkt er sich in der Luft abwärts. Der Farbe des Dampfes verdankt das Jod seinen Namen; das griechische Wort iodes heisst veilchenblau. Schöner sieht man den Joddampf beim Erwärmen in einem Kochfläschchen. Nach dem Erkalten findet man die Wände des Glases mit glänzenden, kleinen Krystallen von festem Jod bedeckt, ein Beispiel, wie auch regelmässige Krystallgestalten entstehen können, wenn Körper aus dem luftförmigen Zustande in den festen übergehen.

Jod färbt Stärke blau. *Versuch.* 1 Decigrm. Stärke wird in einem Probirgläschen mit 5 Grm. Wasser gekocht und der entstandene dünne Kleister mit einigen Tropfen Jodtinctur versetzt: das Jod verbindet sich mit der Stärke; die Verbindung ist tiefblau. Beim Kochen verschwindet die blaue Farbe, sie kehrt aber beim Erkalten wieder zurück. Mischt man 1 Tropfen des Stärkekleisters mit 1 Liter Wasser, so erhält man ungefähr eine millionfache Verdünnung; selbst diese erhält durch Jodtinctur noch einen violetten Schein. Jod ist demnach ein äusserst empfindliches Reagens auf Stärkemehl, und umgekehrt Stärke auf Jod. Ein Tropfen Jodtinctur, auf Mehl, Brot, Kartoffeln u. s. w. getröpfelt, zeigt uns sofort an, dass sich Stärke in diesen Körpern befindet (Jodstärkepapier 160).

Brom (Br).

(Aeq.-Gew. = 80. — Specif. Gew. = 3.)

— 1826 von Balard im Meerwasser entdeckt. —

179. Das Brom kommt als eine dunkelbraunrothe, schwere, sehr flüchtige Flüssigkeit vor. Bromos bedeutet im Griechischen übler Geruch; diesen Namen erhielt das in Rede stehende Element, weil es sich schon bei gewöhnlicher Temperatur in einen gelbrothen Dampf verwandelt, der durchdringend unangenehm, chlorähnlich riecht. Stärke wird davon gelb gefärbt.

Jod und Brom. Jod und Brom haben in ihrem Verhalten gegen andere Körper die grösste Aehnlichkeit mit dem

Chlor. Sie besitzen wie dieses eine sehr starke Affinität zum Wasserstoff und bilden damit Säuren; sie vereinigen sich auch mit den Metallen zu Jodüren und Jodiden, Bromüren und Bromiden, welche sich gleichfalls ganz wie Salze verhalten. Hält man eine blanke Silberplatte über Jod und Brom, so läuft sie erst gelb, dann violett und blau an; die Dämpfe dieser Körper vereinigen sich nämlich mit dem Silber. Die entstandene dünne Haut von Jod- und Bromsilber wird im Lichte fast augenblicklich, im Schatten langsam, im Dunkeln nicht zersetzt. Hierauf gründet sich die Darstellung der Daguerre'schen oder Lichtbilder. Ausserdem wird Jod und Brom als Arzneimittel zur Vertreibung der Kröpfe und Skropheln etc. angewendet.

Beide Stoffe sind getreue Begleiter des Chlors; wo Kochsalz vorkommt, in der Erde, im Meerwasser, in Mineralquellen, da finden sich auch kleine Mengen von ihnen, aber nicht frei, sondern ebenfalls an Metalle gebunden. Die Seepflanzen haben die Kraft, diese Verbindungen aus dem Seewasser an sich zu ziehen und in sich festzuhalten; aus ihnen stellt man sich das Jod und Brom dar, Letzteres auch aus den Mutterlaugen der Salinen. Sie wirken beide giftig.

Fluor (Fl).

(Aeq.-Gew. = 19.)

180. Die Eigenschaften des Fluors in freiem Zustande sind zwar noch unbekannt, da eine Isolirung desselben bis jetzt noch nicht vollkommen gelungen ist; aus seinen Verbindungen geht jedoch hervor, dass es ein dem Chlor sehr ähnliches Element ist. Mit Wasserstoff verbunden stellt es die starke, Glas ätzende und Kieselerde lösende Flusssäure dar; mit Calcium das bekannte, in Würfeln krystallisirende Mineral Flussspath; mit Aluminium und Natrium den Kryolith u. a.

Cyan (Cy oder C_2N).

(Aeq.-Gew. = 26. — Specif. Gew. = 1,8.)

— 1815 von Gay-Lussac entdeckt und für ein „zusammengesetztes Radical" erklärt. —

181. In dem als Malerfarbe allgemein bekannten Berlinerblau hat man als Bestandtheile: Eisen, Kohlenstoff und Stick-

stoff aufgefunden. Die beiden letzten Stoffe aber sind so innig mit einander verbunden, dass man sie für eins halten möchte. Das Auffallendste an dieser Verbindung ist: dass sie sich, obgleich zusammengesetzt, doch mit anderen Elementen verbinden kann, gerade so, als ob sie selbst ein Element wäre. Aus diesem Grunde steht sie auch hier unter dem Namen Cyan in der Reihe der Elemente. Im Cyan haben wir also eine Ausnahme von dem früher aufgeführten Gesetze, nach welchem sich einfache Körper nur mit einfachen, zusammengesetzte nur mit zusammengesetzten chemisch vereinigen können. Gegen andere Körper verhält sich das Cyan dem Chlor, Jod, Brom und Fluor überaus ähnlich: es ist gasförmig, es giebt wie diese mit Wasserstoff eine Säure, die schnell tödtende Blausäure, und vereinigt sich wie diese mit Metallen zu Cyanüren und Cyaniden. Die Cyanmetalle gleichen ebenfalls den Salzen. Die Verbindung des Cyans mit dem Eisen sieht, wie schon erwähnt, schön blau aus; hieraus erklärt sich der Name Cyan; Kyanos bedeutet im Griechischen blau.

182. Halogene. Die fünf Nichtmetalle: Chlor, Jod, Brom, Fluor und Cyan, zeichnen sich dadurch aus:

1) Dass sie zum Wasserstoff eine viel grössere Verwandtschaft haben als zum Sauerstoff. Mit dem letzteren verbinden sie sich nur gezwungen (Sauerstoffsäuren).
2) Dass sie durch die Verbindung mit dem Wasserstoff zu Säuren werden (Wasserstoffsäuren).
3) Dass ihre Verbindungen mit den Metallen Salze sind. Man nennt diese Salze Haloidsalze, zum Unterschiede von den gewöhnlichen oder Sauerstoffsalzen, die aus einer Sauerstoffsäure und einer Basis bestehen.

Der letztgedachten Eigenschaft wegen hat man diesen fünf Elementen den Namen Halogene oder Salzbilder gegeben.

Rückblick auf die Halogene.

(Chlor, Jod, Brom, Fluor und Cyan.)

1) Krystalle können sich bilden: 1. aus einer Auflösung, entweder durch Abkühlung (Salpeter), oder Verdunstung (Koch-

salz); 2. aus einer geschmolzenen Flüssigkeit beim Erstarren (Schwefel), und 3. aus Dämpfen, wenn diese durch Abkühlung sogleich fest werden (Schnee, Jod).

2) Den krystallisirten oder regelmässig gestalteten Körpern gegenüber stehen die amorphen, an denen eine bestimmte Gestalt nicht zu bemerken ist (glasartige und pulverige Körper). Manche Körper können zwei oder noch mehre verschiedene Gestalten annehmen; sie heissen dann dimorph oder polymorph (Kohle, Schwefel).

3) Das Wasser kann nicht nur feste Körper, sondern auch gasförmige, z. B. Chlor, Schwefelwasserstoff etc., auflösen, und zwar löst es um so mehr davon auf, je kälter es ist.

4) Wie die Wärme, so kann auch das Licht chemische Verbindungen bewirken oder aufheben.

5) Ein Körper hat in dem Augenblicke, wo er aus einer Verbindung ausgeschieden wird (in statu nascenti), die grösste Neigung zu neuen Verbindungen.

6) Es giebt ausnahmsweise auch zusammengesetzte Körper, die sich mit einfachen gerade so verbinden können, als ob sie chemische Elemente wären (Cyan).

Vierte Gruppe der Nichtmetalle: Hyalogene.

Bor (B).

(Aeq.-Gew. = 11.)

— 1808 von Thénard und Gay-Lussac nachgewiesen. —

Kiesel oder Silicium (Si).

(Aeq.-Gew. = 14.)

— 1824 von Berzelius rein dargestellt. —

183. Bor und Kiesel. Diese beiden Stoffe kommen nur oxydirt in der Natur vor, das Bor selten, z. B. in der Bor- oder Boraxsäure und dem Borax, der Kiesel überaus häufig, z. B. in Sand und Quarz und fast in allen übrigen Gesteinen. Der Kiesel wird auch Silicium, vom lateinischen Silex = Kieselstein, genannt, daher sein Zeichen Si. Beide Elemente sind sehr schwierig aus ihren Verbindungen abzuscheiden und können dann so-

wohl in amorphem Zustande, als braune, glanzlose Pulver, als auch in krystallisirtem Zustande, als metallglänzende Blätter oder diamantähnliche Octaëder, auftreten. Mit Sauerstoff verbunden, als Borsäure und Kieselsäure, geben sie mit vielen Basen amorphe, glasähnliche Salze (Glas, Schlacke, Glasur), man kann das Bor und den Kiesel aus diesem Grunde Hyalogene oder Glaserzeuger nennen.

Rückblick auf die Nichtmetalle oder Metalloide.

1) Die bisher besprochenen 14 Stoffe werden Nichtmetalle oder Metalloide genannt, weil ihnen (doch nicht ohne Ausnahme) das metallische Ansehen abgeht.

2) Wärme und Elektricität gehen in ihnen nur äusserst langsam von einem Theilchen auf das andere über; sie sind (das krystallisirte Silicium ausgenommen) schlechte Leiter für Wärme und Elektricität. In den Metallen geschieht das Gegentheil; diese sind sehr gute Leiter.

3) Bei Zersetzungen durch galvanische Elektricität werden die Nichtmetalle immer an dem positiven Pole (an der Zinkseite), die Metalle an dem negativen Pole (an der Kupferseite) abgeschieden. Da nun der positive Pol nur die mit der entgegengesetzten Elektricität, der negativen, begabten Körper anzieht, der negative Pol aber nur die mit positiver Elektricität begabten, so nennt man die Nichtmetalle elektronegative Körper, die Metalle elektropositive.

4) Die Nichtmetalle können sich fast alle mit dem Wasserstoff verbinden, die Metalle in der Regel nicht. Einige dieser Wasserstoffverbindungen haben saure Eigenschaften (Wasserstoffsäuren).

5) In gleicher Weise verbinden die Nichtmetalle sich auch mit dem Sauerstoff, und zwar zu sauren Oxyden oder Sauerstoffsäuren. Die Metalle verbinden sich zwar auch mit dem Sauerstoff, meistens aber zu basischen Oxyden oder Basen.

6) Dem Aggregatzustande nach sind bei gewöhnlicher Temperatur

8 Nichtmetalle fest: C, S, P, Se, Te, J, B, Si.
1 „ flüssig: Br.
5 „ gasförmig: O, H, N, Cl, (Cy).

7) Nach den Aehnlichkeiten, welche die Nichtmetalle untereinander haben, lassen sich aus ihnen vier Familien oder Gruppen bilden:

1. Gruppe. Organogene, Thier- und Pflanzenerzeuger: O, H, N, C.
2. „ Pyrogene, Feuererzeuger: S, P, Se, Te.
3. „ Halogene, Salzerzeuger: Cl, J, Br, Fl, (Cy).
4. „ Hyalogene, Glaserzeuger: B, Si.

8) Manche Chemiker rechnen noch das Arsen und Antimon zu den Metalloiden, weil sie mannigfache Aehnlichkeit mit diesen, insbesondere mit dem Phosphor, haben; hier werden diese noch den Metallen beigezählt.

Säuren.

Erste Gruppe: Sauerstoffsäuren
oder
Verbindungen der Nichtmetalle mit Sauerstoff.

Stickstoff und Sauerstoff.

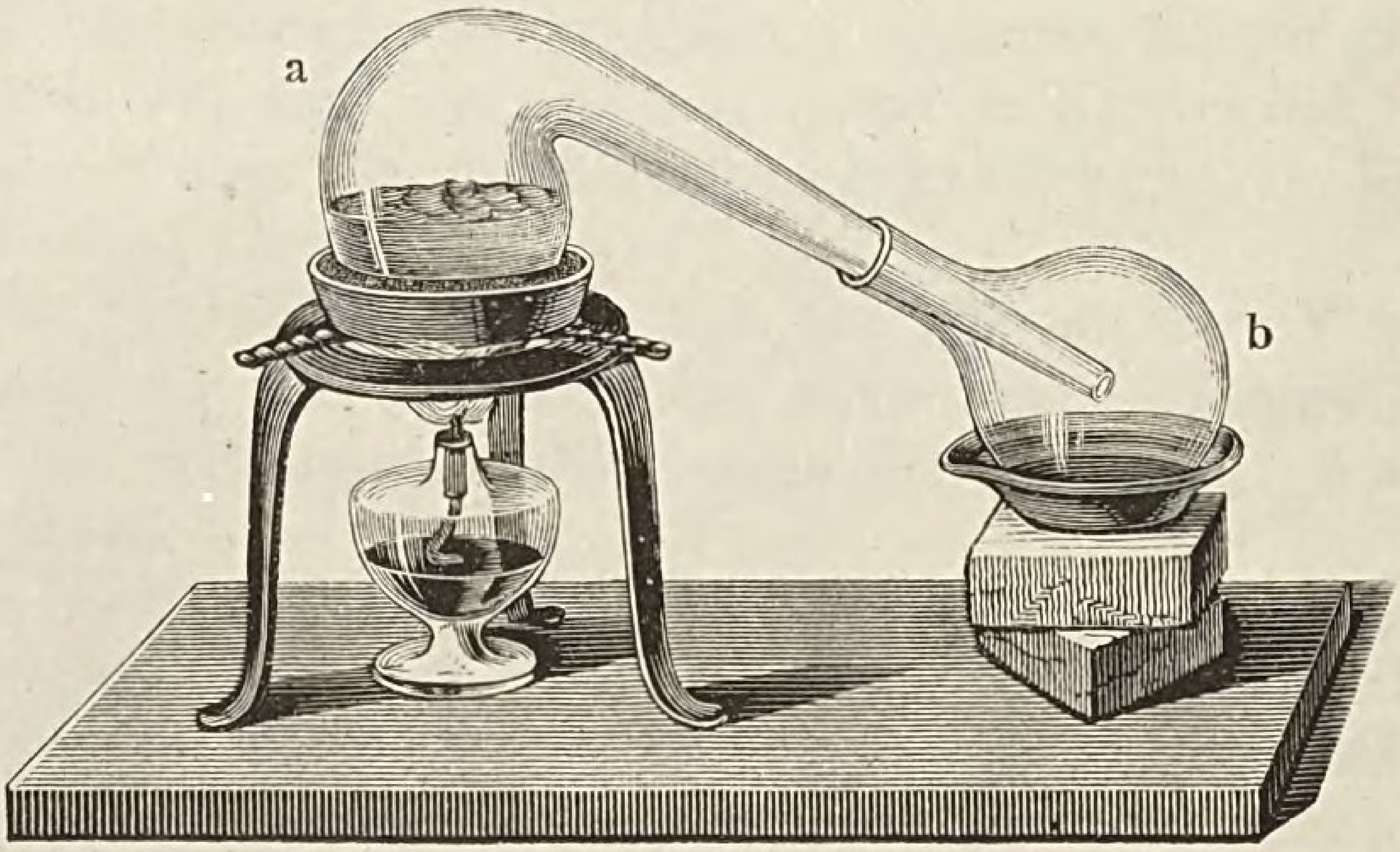
1. Salpetersäure oder Scheidewasser (HO, NO_5).

(Aeq.-Gew. = 63.)

— Lange bekannt; Zusammensetzung 1784 von Cavendish erkannt. —

184. Bereitung. *Versuch.* In eine kleine Retorte bringe man 20 Grm. gestossenen Salpeter, giesse 20 Grm. englische Schwefelsäure darauf und lasse die Retorte einige Zeit auf-

Fig. 93.



recht stehen, damit die im Halse derselben hängen gebliebene Schwefelsäure sich möglichst herabziehe. Dann umgebe man die letztere in einem eisernen Schälchen mit Sand, lege einen Kolben vor, umwickle die zwischen der Retorte und dem Kolben

gebliebenen Fugen mit einigen Streifen nassgemachten Fliesspapiers und erhitze gelinde. In der Vorlage, die in einer mit Wasser gefüllten Schüssel liegt und öfters mit kaltem Wasser begossen wird, sammelt sich eine gelbliche, rauchende Flüssigkeit an, die schwerer ist als Wasser: sie heisst Salpetersäure.

Der Salpeter ist ein Salz, welches aus Salpetersäure und einer Basis besteht. Die Basis heisst Kaliumoxyd oder kurzweg Kali und wird mit KO bezeichnet. Die Schwefelsäure ist stärker als die Salpetersäure, d. h. sie hat eine grössere Affinität zum Kali als die letztere, sie vertreibt daher die Salpetersäure, welche durch die angewendete Hitze in Dampf verwandelt, durch die Abkühlung in der Vorlage aber wieder zu einer Flüssigkeit verdichtet wird. Eigentlich würden schon 10 Grm. Schwefelsäure hinreichen, um alle Salpetersäure auszutreiben; der Process geht aber viel leichter und ohne Bildung von rauchender Salpetersäure (191) von Statten, wenn man die doppelte Menge davon anwendet. Hierin liegt der Grund, warum der salzige Rückstand in der Retorte noch sehr sauer reagirt; er wird saures schwefelsaures Kali genannt. Wendet man nur die Hälfte Shwefelsäure an, so bleibt neutrales schwefelsaures Kali zurück.

KO, NO_5 → HO, NO_5 flüchtig.
$2(HO, SO_3)$ → $KO, HO, 2SO_3$ nicht flüchtig.

185. Bestandtheile der Salpetersäure. Die Salpetersäure hat dieselben Bestandtheile wie die gewöhnliche Luft, aber in einem anderen Mengenverhältnisse. Die Luft enthält auf 4 Maass Stickstoff 1 Maass Sauerstoff, die Salpetersäure dagegen 10mal so viel von letzterem, also auf 4 Maass Stickstoff 10 Maass Sauerstoff oder, was dasselbe ist, auf 2 Maass N (1 Aeq.) 5 Maass O (5 Aeq.). In der Luft sind diese beiden Gase nur mechanisch mit einander gemengt, in der Salpetersäure dagegen sind sie chemisch verbunden. Es ist dies ein auffallendes Beispiel davon, wie ausserordentlich die Eigenschaften der Körper sich verändern, wenn sich diese chemisch mit einander verbinden. Mechanisch mit einander gemengt, bilden die Bestandtheile der Salpetersäure eine belebende Luftart, chemisch vereinigt eine der schärfsten Flüssigkeiten.

Man könnte vielleicht meinen, dass sich die Salpetersäure auf eine einfachere Weise unmittelbar aus der Luft darstellen lassen müsse; dies geht jedoch um deswillen nicht, weil der träge Stickstoff sich nicht von freien Stücken zu einer Verbindung mit dem Sauerstoff bequemt; diese Verbindung lässt sich nur auf Umwegen, die erst später angegeben werden können, erreichen.

Die stärkste Salpetersäure (specif. Gew. 1,52) enthält in 100 Thln. noch 14,3 Thle. Wasser oder auf 1 Aeq. Säure 1 Aeq. Wasser, ohne das sie nicht wohl bestehen kann; sie ist daher als Salpetersäurehydrat zu bezeichnen. Entzieht man ihr das Wasser, z. B. durch concentrirte Schwefelsäure, so zerfällt sie in Sauerstoff und gelbrothe Dämpfe; aus gleichem Grunde wird sie im Sonnenlicht gelb. Aehnlich verhalten sich viele andere Körper, besonders organische. Man nennt solches Wasser Constitutionswasser, um dadurch anzudeuten, dass es zur Constitution, zur Existenz der betreffenden Körper, unerlässlich nothwendig ist. Das Krystallwasser ist nur zum Bestehen der Form oder Gestalt der Körper nothwendig. Die rohe im Handel vorkommende Salpetersäure, die man in Fabriken gewöhnlich in grossen eisernen Cylindern bereitet, enthält in 100 Thln. gegen 50 Thle. Wasser (specif. Gew. 1,36), ist also bedeutend schwächer als die obige. Dieselbe ist auch meist durch Chlor, Schwefelsäure und Untersalpetersäure u. a. verunreinigt.

Neuerdings ist es jedoch gelungen, wasserfreie Salpetersäure (Salpetersäure-Anhydrid = NO_5, Aeq.-Gew. = 54) darzustellen. Dieselbe bildet farblose Säulen, die bald zerfliessen und sich noch leichter (häufig unter Explosion) zersetzen, als das Salpetersäurehydrat.

Versuche mit Salpetersäure.

186. Neutralisation. *Versuch* a. Ein Tropfen Salpetersäure reicht hin, um mehre Esslöffel voll Wasser sauer zu machen; blaues Probirpapier wird selbst bei noch stärkerer Verdünnung davon in rothes umgeändert: die Salpetersäure charakterisirt sich also deutlich als eine Säure, und zwar als eine sehr starke. Als Gegensatz der Säuren mag der bekannte Salmiakgeist, richtiger Ammoniak genannt, dienen. Dieser schmeckt laugenhaft, ändert blaues Probirpapier nicht, wohl aber

macht er rothes blau: er trägt den Charakter einer Basis. Auffallend ist ausserdem der äusserst stechende Geruch desselben. Diese beiden Flüssigkeiten bringe man nun in der Weise zusammen, dass man zu 20 Grm. Salpetersäure und 20 Grm. Wasser in kleinen Portionen, zuletzt tropfenweise, so lange Salmiakgeist zusetzt, bis sowohl das blaue als das rothe Probirpapier darin nicht mehr verändert wird. Ist dieser Zeitpunkt eingetreten, so bemerkt man nichts mehr von dem sauren, nichts mehr von dem laugenhaften Geschmacke, ebenso nichts mehr von dem starken Geruche; der Geschmack ist salzig geworden, der Geruch ist verschwunden. Man nennt diesen Vorgang, wie schon früher erwähnt wurde, eine Neutralisation. Die Flüssigkeit wird abgedampft; es bleibt ein weisses Salz zurück, salpetersaures Ammoniak. Durch geeignete Mittel kann man aus demselben sowohl die Salpetersäure als das Ammoniak wieder frei machen.

Es ist ein Hauptmerkmal aller Säuren, dass sie sich mit Basen zu ganz neuen Körpern, die man Salze nennt, verbinden, und dabei ihre sauren Eigenschaften verlieren.

187. Metalloxyde und Salpetersäure. *Versuch* b. Wenn man Blei längere Zeit an der Luft erhitzt, so verwandelt es sich in ein rothgelbes Pulver, indem es sich mit dem Sauerstoff der Luft verbindet; dieses Pulver heisst Bleioxyd, im gewöhnlichen Leben Bleiglätte. Man nehme von solcher Bleiglätte eine Messerspitze voll und übergiesse sie in einem Probirgläschen mit etwas Salpetersäure: sie wird sich bei gelinder Erwärmung zum grössten Theile auflösen. Die Auflösung wird warm filtrirt und in die Kälte gestellt: es setzt sich aus derselben ein Salz in weissen, glänzenden Krystallen ab, salpetersaures Bleioxyd. Der Vorgang zeigt, dass auch das Bleioxyd eine Basis ist, da es sich mit Säuren zu Salzen verbinden kann. Das Salz ist in reinem Wasser löslich.

Die Salpetersäure löst die meisten Metalloxyde auf und bildet damit Salze, welche sämmtlich in Wasser löslich sind. Hierauf gründet sich unter Anderem die Anwendung der Salpetersäure zum Blankbeizen der Metalle, z. B. der Kupfer- und Messinggeräthe, die beim Ausglühen, Löthen etc. sich mit einer Rinde von Oxyd überzogen haben.

188. Metalle und Salpetersäure. *Versuch* c. Man übergiesse einige Schrotkörner mit gewöhnlicher Salpetersäure, zu der man noch ein wenig Wasser hinzufügt: es erfolgt auch hier eine Auflösung, aber unter Entwicklung gelbrother Dämpfe von erstickendem Geruche. Diese Dämpfe heissen salpetrige Säure; sie enthalten, wie schon der Name andeutet, weniger Sauerstoff als die Salpetersäure. Der fehlende Sauerstoff ist an das Blei getreten und hat es in Oxyd verwandelt. Ein Theil der Salpetersäure wird auf diese Weise zerlegt, während ein anderer Theil davon sich mit dem Oxyde verbindet, und dasselbe Salz, wie bei dem vorigen Versuche, bildet. Das letztere krystallisirt gleichfalls aus der Flüssigkeit heraus, wenn man diese bis zum Erscheinen des Salzhäutchens abdampft.

Die Salpetersäure wirkt hierbei, wie man sieht, auf eine doppelte Weise: sie oxydirt zuerst das Blei, dann verbindet sie sich mit dem entstandenen Oxyde. Das Blei erscheint aufgelöst; man bemerkt aber leicht, dass dies eine ganz andere Art von Auflösen ist, als wenn man Kochsalz oder Zucker in Wasser auflöst. In dem letzteren Falle ist Salz und Zucker unverändert in der Auflösung; das Blei aber befindet sich nicht als Metall, sondern als ein Salz, als salpetersaures Oxyd, in der Flüssigkeit. Ebenso verhält es sich mit allen anderen Metallen, welche sich in Salpetersäure auflösen lassen, z. B. mit Silber, Quecksilber, Kupfer, Eisen u. a. m. Gold wird davon nicht gelöst, man kann daher durch Salpetersäure Gold vom Silber scheiden; hieraus erklärt sich der alte Name Scheidewasser.

Die Menge des Sauerstoffs, welche die Metalle der Salpetersäure entziehen können, wechselt nach ihrer chemischen Kraft und anderen Umständen. So kann ihr Zink 4 Aeq., Kupfer 3 Aeq., Silber 2 Aeq., Zinn 1 Aeq. entziehen, sie selbst also dadurch in NO, NO_2, NO_3 oder NO_4 übergehen. Wie die Metalle, so werden auch die Nichtmetalle durch Salpetersäure oxydirt; Kohle, mit derselben gekocht, wird zu Kohlensäure, Schwefel zu Schwefelsäure, Phosphor zu Phosphorsäure etc. Hiebei entweichen immer gelbrothe oder braunrothe Dämpfe von salpetriger Säure oder Untersalpetersäure.

189. Organische Stoffe und Salpetersäure. *Versuch* d. Auch organische Körper, z. B. Wolle, Federn, Holz, Indigo, wer-

den beim Erwärmen mit Salpetersäure oxydirt und somit zersetzt. Man kann diese Zersetzung als eine Verbrennung auf nassem Wege betrachten. Lässt man die organischen Stoffe nur kurze Zeit mit der Säure in Berührung, so nehmen sie durch die sich entwickelnde Untersalpetersäure oder salpetrige Säure eine gelbe Farbe an. Man kann auf diese Weise Holz gelb beizen und Seide gelb färben; daher auch die gelben Flecken auf Händen und Kleidern, die mit Salpetersäure bespritzt wurden. Eine höchst auffallende Veränderung erleidet die Baumwolle, wenn man sie kurze Zeit in der stärksten Salpetersäure weichen lässt; sie verpufft dann, angezündet, wie Schiesspulver, ja noch ungleich heftiger (Nitrocellulose).

Färbt man etwas Wasser in einem Probirgläschen mit 1 Tropfen Indigolösung (213) blau und bringt beim Kochen 1 Tropfen Salpetersäure hinzu, so verschwindet die blaue Farbe. Dieses Verhalten benutzt man zur Erkennung der Salpetersäure.

190. Salpetersaure Salze. Verpuffung. Die Salpetersäure wird, wie sich aus Vorstehendem ergiebt, sehr leicht zersetzt. Diese leichte Zersetzbarkeit zeigen auch die salpetersauren Salze. Man streue von dem bei b. oder c. erhaltenen und zuvor zerriebenen salpetersauren Bleioxyd etwas auf eine glühende Kohle: das Salz wird sich unter lebhaftem Sprühen in einige Bleikörnchen verwandeln. Die Salpetersäure wird hierbei vollständig in Stickstoff und Sauerstoff zerlegt; der letztere, sowie der Sauerstoff des Bleioxydes, verbindet sich mit der Kohle zu Kohlensäure, welche nebst dem luftförmig gewordenen Stickstoff schnell entweicht und das Sprühen veranlasst. Man nennt diese plötzliche Entwicklung von Gasarten aus einem festen Körper eine Verpuffung.

2. Untersalpetersäure (NO_4).

(Aeq.-Gew. = 46.)

191. Rauchende Salpetersäure nennt man eine rothgelbe, höchstätzende, an der Luft bräunlichrothe, erstickende Dämpfe (NO_4) ausstossende Flüssigkeit, welche man bei der Salpetersäurebereitung erhält, wenn man zu wenig Schwefelsäure anwendet, oder auch, wenn man in die fertige starke Salpetersäure salpetrigsaure Dämpfe leitet, von denen dieselbe grosse Mengen auflösen kann.

Beim Vermischen mit Wasser wird diese Flüssigkeit erst grün, dann blau und endlich farblos, während rothgelbe Dämpfe (NO_3) entweichen. Der Hauptbestandtheil dieser Flüssigkeit ist Untersalpetersäure (NO_4). Man kann dieselbe auch als eine Verbindung von Salpetersäure mit salpetriger Säure ($NO_5 + NO_3 = 2NO_4$) ansehen, da sie mit Basen keine besonderen Salze, sondern Gemenge von salpeter- und salpetrigsauren Salzen bildet.

3. Salpetrige Säure (NO_3).

(Aeq.-Gew. = 38.)

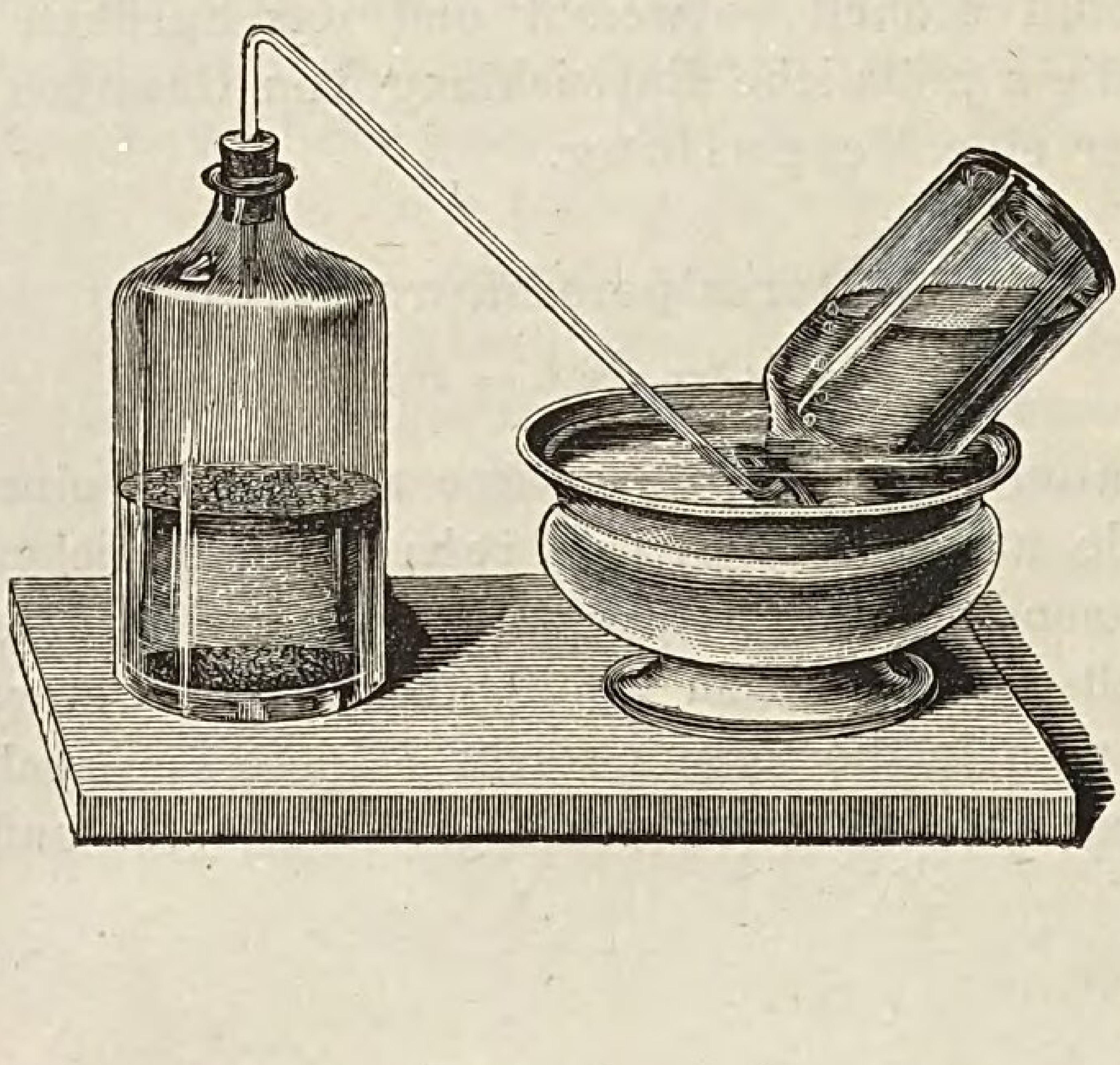
192. Die salpetrige Säure erzeugt sich (oft mit NO_4 gemengt) als ein unwillkommenes Nebenproduct aus der Salpetersäure, wenn diese, wie bei den vorigen Versuchen, zum Auflösen oder Oxydiren von Metallen oder anderen Körpern angewendet wird. Sie bildet bei gewöhnlicher Temperatur einen rothgelben, erstickenden Dampf, der aber durch starke Kälte zu einer blauen Flüssigkeit verdichtet werden kann. Da diese Dämpfe die Lunge angreifen, so hat man sich bei den Versuchen mit Salpetersäure so zu stellen, dass sie von dem Luftzuge weggeführt werden. Die salpetrigsauren Salze entwickeln rothgelbe Dämpfe, wenn man sie mit anderen Säuren übergiesst.

4. Stickstoffoxyd (NO_2).

(Aeq.-Gew. = 30.)

193. *Versuch.* Man giesse in einem Gläschen auf einige zerschnittene Kupferpfennige ein wenig Wasser und dann

Fig. 94.



nach und nach gewöhnliche Salpetersäure, bis ein lebhaftes Brausen entsteht; das Brausen rührt von der Entwicklung einer Luftart her, die man in einer weissen Flasche mittelst des bekannten pneumatischen Apparates auffängt; sie wird Stickstoffoxyd genannt und besteht aus 2 Maass (1 Aeq.) Stickstoff und 2 Maass (2 Aeq.) Sauerstoff. Man verstopft das Gläschen unter Wasser; es scheint leer zu sein, denn das Stickstoffoxyd ist farblos; öffnet man es aber und bläst vorsichtig Luft hinein, so füllt es sich von oben herab mit gelbrothen, zuletzt mit braunrothen Dämpfen. Das Stickstoffoxyd nimmt dabei aus der Luft erst 1 Aeq. Sauerstoff auf und verwandelt sich in salpetrige Säure, dann noch 1 Aeq. und wird zu Untersalpetersäure; aus NO_2 wird NO_3, weiter NO_4. Dieser Eigenschaft wegen ist es bei der Bereitung der englischen Schwefelsäure wichtig geworden (208). Es entsteht hier aus der Salpetersäure, weil das Kupfer dieser 3 Aeq. Sauerstoff entzieht und zu Oxyd wird, welches sich mit unzersetzter Salpetersäure zu salpetersaurem Kupferoxyd verbindet. Dieses Salz erhält man in blauen Krystallen, wenn man die über den Kupferstücken stehende Flüssigkeit abdampft.

5. Stickstoffoxydul (NO).

(Aeq.-Gew. = 22.)

194. Diese Verbindung besteht aus 2 Maass (1 Aeq.) Stickstoff und 1 Maass (1 Aeq.) Sauerstoff und stellt eine farblose Luftart dar, die eingeathmet berauschend wirkt und daher auch Lustgas genannt wird. Man kann dieses Gas, welches man am einfachsten durch Erhitzen von salpetersaurem Ammoniak darstellt, als atmosphärische Luft ansehen, die noch einmal so gut ist, d. h. noch einmal so viel Sauerstoff enthält, als die gewöhnliche.

195. Untersucht man die fünf genannten Stickstoffverbindungen, um zu erfahren, wie sie dem Gewichte nach zusammengesetzt sind, so findet man, dass die Gewichtsverhältnisse in einer ähnlichen, regelmässigen Proportion zu einander stehen, wie die Maassverhältnisse. Es verbinden sich nämlich jederzeit:

dem Gewichte nach:	dem Maasse nach:
14 Grm. N mit 40 Grm. O, oder	2 Mss. (1 Aeq.) N mit 5 Mss. (5 Aeq.) O zu NO_5'
14 „ — „ 32 „ —	„ 2 „ (1 Aeq.) — „ 4 „ (4 Aeq.) — „ NO_4,
14 „ — „ 24 „ —	„ 2 „ (1 Aeq.) — „ 3 „ (3 Aeq.) — „ NO_3,
14 „ — „ 16 „ —	„ 2 „ (1 Aeq.) — „ 2 „ (2 Aeq.) — „ NO_2,
14 „ — „ 8 „ —	„ 2 „ (1 Aeq.) — „ 1 „ (1 Aeq.) — „ NO.

Unter 1 Maass oder Aeq. Sauerstoff (O) denken wir uns hiernach eine Gewichtsmenge von 8 Grm., Pfd. etc., unter 2 Maass oder 1 Aeq. Stickstoff (N) dagegen eine Gewichtsmenge von 14 Grm., Pfd. etc.

Kohlenstoff und Sauerstoff.

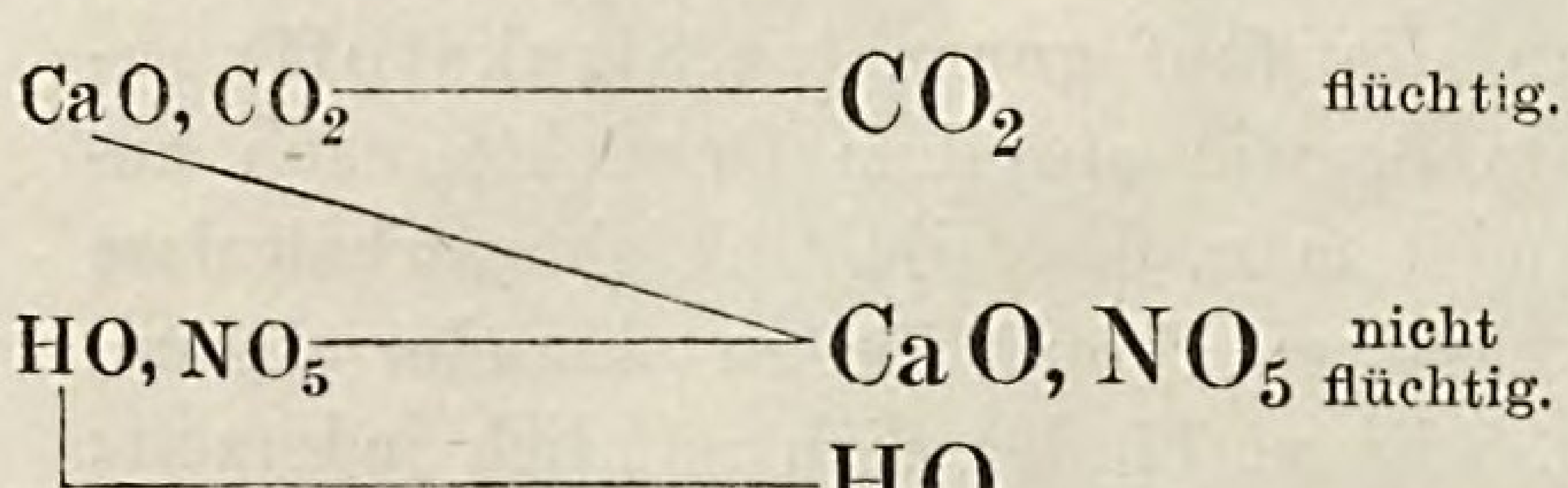
1. Kohlensäure oder fixe Luft (CO_2).

(Aeq.-Gew. = 22. — Specif. Gew. = 1,52.)

— 1757 von Black erkannt und „fixe Luft" benannt; Zusammensetzung 1781 von Lavoisier nachgewiesen; 1823 von Faraday zu einer Flüssigkeit, 1835 von Thilorier zu einem festen Körper condensirt. —

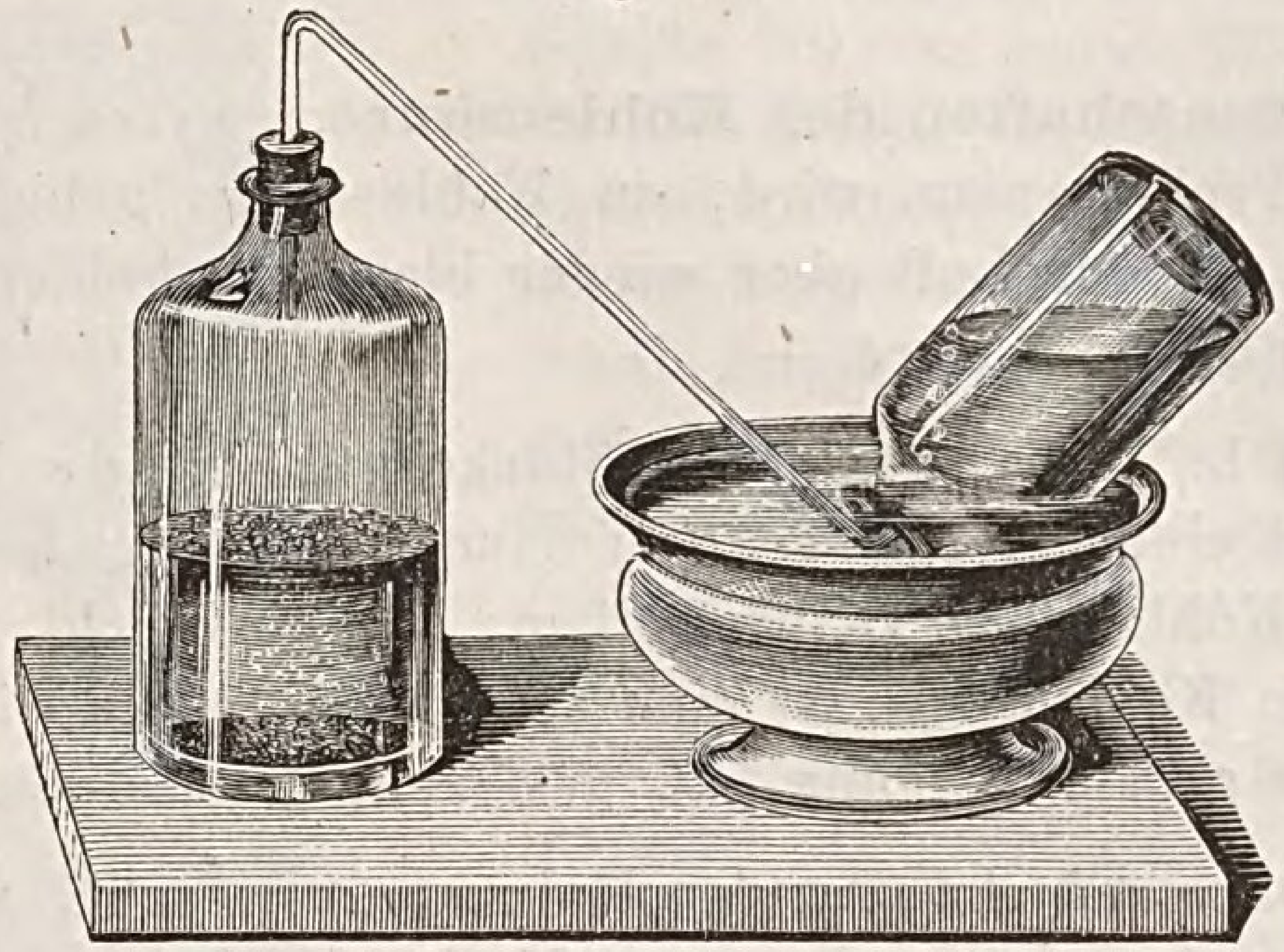
196. Darstellung. Bei dem Kohlenstoff wurde schon gezeigt, dass Kohle und alle unsere Brennmaterialien beim lebhaften Verbrennen Kohlensäure bilden (127), und dass diese Luftart durch Kalkwasser entdeckt werden kann, welches sich dadurch trübt, weil ein unlösliches Salz, kohlensaurer Kalk, gebildet wird. Kreide, Kalkstein, Marmor sind auch kohlensaurer Kalk; aus ihnen kann man Kohlensäure in grösserer Menge darstellen.

Versuch a. In eine Viertelliterflasche bringe man 20 Grm. Salpetersäure und 20 Grm. Wasser, dann einige Stücke von Kreide oder Kalkstein; das Glas wird durch eine gebogene Glasröhre mit einer pneumatischen Wanne verbunden und das unter Brausen entweichende Gas, wie beim Sauerstoff angegeben, aufgefangen. Die stärkere Salpetersäure verjagt die schwächere Kohlensäure, indem sie sich mit der Basis der Kreide, dem Kalk (CaO), verbindet. Der entstandene salpetersaure Kalk (CaO, NO_5)

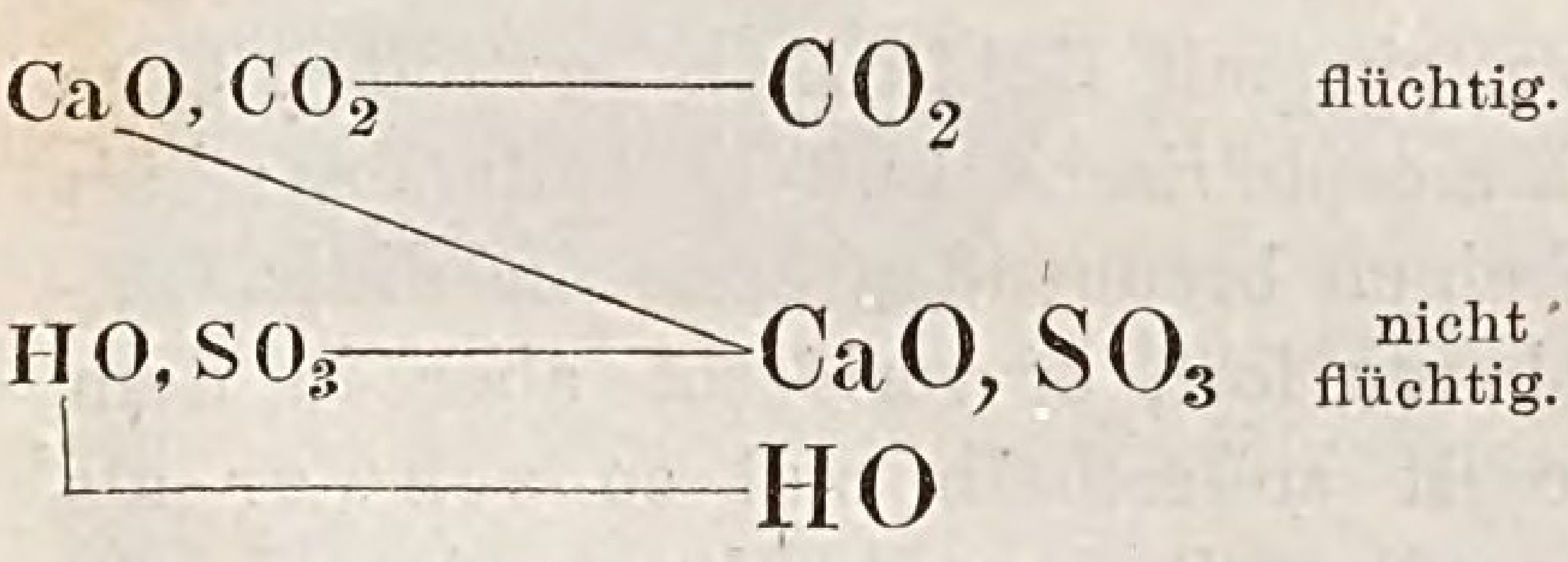


ist ein lösliches Salz, im Glase bleibt daher eine klare Flüssigkeit, aus der man durch Abdampfen das salpetersaure Salz in fester Form erhalten kann.

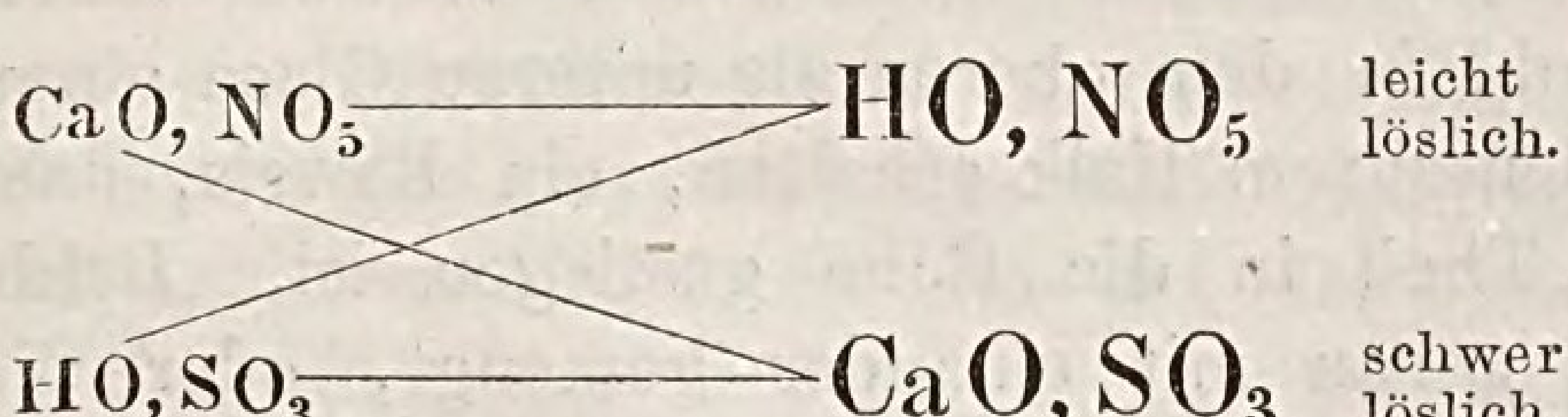
Fig. 95.



Versuch b. Man wiederhole diesen Versuch mit der Abänderung, dass man statt der Salpetersäure Schwefelsäure (HO, SO_3), die man zuvor mit der 5-fachen Menge Wasser vorsichtig vermischt hat (88), anwendet; man erhält Kohlensäure und schwefelsauren Kalk. Die Flüssigkeit wird diesmal nicht klar, weil der gebildete schwefelsaure Kalk (CaO, SO_3) ein sehr schwer lösliches Salz ist: es ist derselbe Körper, den man im gewöhnlichen Leben Gyps nennt. Nach beendigtem Versuche trocknet man denselben und hebt ihn zu weiteren Versuchen auf. Die beiden letzten Experimente sind deutliche Beispiele einer einfachen Wahlverwandtschaft.



Versuch c. Zu der Auflösung von salpetersaurem Kalk aus dem ersten Versuche tröpfle man Schwefelsäure: die klare Flüssigkeit wird dick und trübe, denn es entsteht gleichfalls Gyps, weil die Schwefelsäure, wel-



che stärker ist als die Salpetersäure, die letztere verdrängt und sich mit dem Kalk verbindet.

Versuche mit Kohlensäure.

197. Eigenschaften der Kohlensäure. *Versuch* a. Feuchtes blaues Probirpapier wird, in Kohlensäure gehalten, roth, beim Liegen an der Luft aber wieder blau: das kohlensaure Gas ist eine flüchtige Säure.

Versuch b. Man werfe ein Stückchen Kreide in Essig: der Essig ist eine der schwächsten Säuren, er ist aber doch im Stande, die Kohlensäure zu vertreiben: sie entweicht unter Aufbrausen. Die Kohlensäure ist eine sehr schwache Säure, weil sie eine sehr grosse Neigung hat, gasförmig zu werden.

Versuch c. Ein brennender Holzspan verlöscht, wenn man ihn in Kohlensäure hält; ebenso verlöscht das Leben, wenn Menschen oder Thiere diese Luft einathmen: das kohlensaure Gas kann die Verbrennung und das Leben nicht unterhalten.

Versuch d. Man stürze ein mit Kohlensäure gefülltes Glas über ein leeres, d. h. nur atmosphärische Luft enthaltendes; hält man nach einigen Minuten einen brennenden Span in diese Gläser, so brennt er in dem oberen fort, er verlöscht aber in dem unteren. Die Kohlensäure ist anderthalb mal so schwer als gewöhnliche Luft, sie hat sich zu Boden gesenkt, während die leichtere atmosphärische Luft in die Höhe stieg. Hält man ein mit Kohlensäure gefülltes Glas mit der Oeffnung nach unten schräg über eine Lichtflamme, so dass dieselbe herausfliessen kann, so verlöscht das Licht.

198. Diffusion der Kohlensäure. *Versuch.* Man wiederhole diesen Versuch, nur mit dem Unterschiede, dass man das untere Glas mit Kohlensäure füllt und das obere leer lässt. Schüttelt man nach einigen Stunden beide Gläser mit Kalkwasser, so wird man ebensowohl in dem oberen als unteren Glase einen Niederschlag von kohlensaurem Kalk erhalten, ein Beweis, dass die Kohlensäure zum Theil in die Höhe gestiegen ist. Beide Luftarten haben sich genau mit einander gemengt, oder die Kohlensäure hat sich, obgleich schwerer, nach oben, die gewöhn-

liche Luft, obgleich leichter, nach unten zu ausgebreitet (diffundirt). Man nennt dieses freiwillige Mengen der Gasarten mit einander die Diffusion der Gase. Das Diffusionsvermögen der gasartigen Körper ist von hoher Wichtigkeit für die Oekonomie der Natur, denn durch dasselbe entsteht im Grossen in der atmosphärischen Luft eine fortwährende Ausgleichung der Bestandtheile, und ihm ist es zuzuschreiben, dass wir überall die Zusammensetzung der Luft ziemlich gleich antreffen, obwohl ihr an dem einen Orte freier Sauerstoff entzogen, an dem anderen Kohlensäure zugeführt wird.

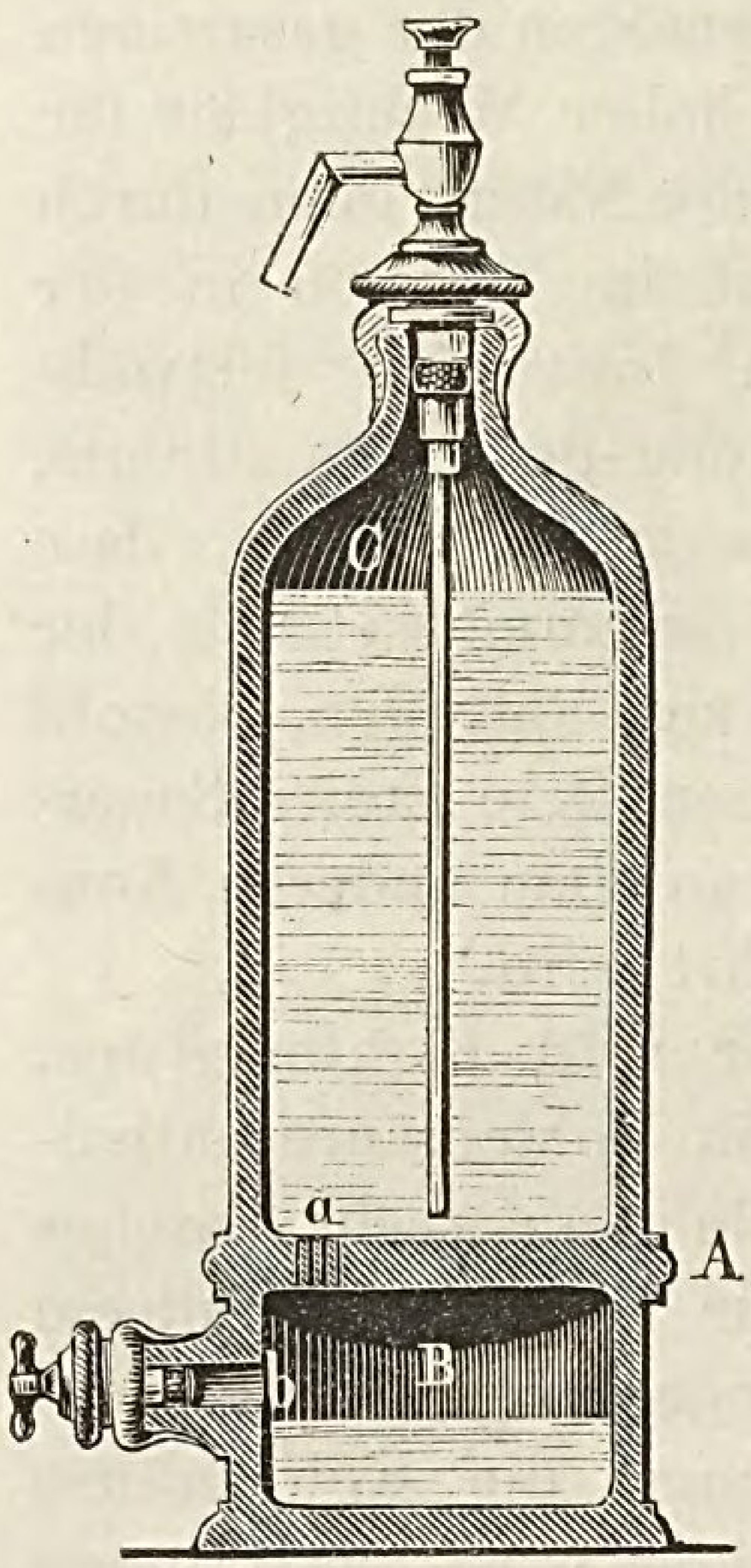
Fig. 96.



199. Wasser und Kohlensäure. *Versuch.* In ein Kohlensäure enthaltendes Glas fülle man recht frisches Wasser bis zur Hälfte, verschliesse es mit dem Finger und schüttle es: das Wasser nimmt die Kohlensäure auf und der Finger wird, weil innen ein luftleerer Raum entstanden ist, von der äusseren Luft in die Mündung des Glases hineingedrückt. Das kohlensaure Gas ist löslich im Wasser. 1 Liter kaltes Wasser kann 1 Liter Kohlensäure auflösen, noch einmal so viel aber, wenn man sie hineinpresst; es erlangt dadurch einen säuerlichen Geschmack und die Eigenschaft zu moussiren oder zu brausen. Solche Wasser quellen an vielen Orten aus der Erde hervor, z. B. in Selters und Bilin, und werden unter dem Namen Sauerwässer als Heilmittel benutzt. Man stellt sie jetzt auch mit grosser Naturtreue künstlich dar (Struve'sche Mineralwässer). Wie sich hieraus ergiebt, ist die Kohlensäure unschädlich, ja heilsam, wenn sie in den Magen kommt, sie wirkt nur erstickend, wenn sie eingeathmet, also in die Lunge gebracht wird. Das Schäumen des Flaschenbieres und Champagners rührt gleichfalls von Kohlensäure her, die sich bei der Gährung dieser Getränke bildete und durch Verstopfen der Flaschen während der Gährung in ihnen zurückgehalten wurde.

Moussirende Getränke. Zur Bereitung solcher Getränke im Kleinen ist der nebenstehende Apparat in Gebrauch gekommen. Er besteht aus einer starken thönernen Flasche, deren innerer Raum durch die horizontale Zwischenwand *A* in die zwei Hälften *B* und *C* getheilt ist. In der unteren Abtheilung *B* wird die Kohlensäure aus Weinsäure und zweifach kohlensaurem Natron erzeugt, die man nebst etwas Wasser durch die verschliessbare Oeffnung *b* hineinschüttet, nachdem man die obere Abtheilung *C* mit Wasser oder Wein angefüllt hat. Die sich entwickelnde Kohlensäure drängt sich durch die ganz feinen Löcher *a* der Zwischenwand in die Flüssigkeit, welche soviel davon absorbirt, als sie vermag, während sich der Ueberschuss des Gases darüber ansammelt und einen so starken Druck auf die Flüssigkeit ausübt, dass diese durch das fast bis zum Boden reichende Steigrohr in die Höhe und zu dem Ausflussrohre herausgetrieben wird, sobald man durch einen Druck auf den obersten Knopf ein Ventil öffnet, welches die Verbindung zwischen beiden verschliesst. Vor dem jedesmaligen Gebrauche dieses Apparates muss man sich durch Durchblasen bei *b* davon überzeugen, dass die feinen Verbindungscanäle *a* nicht etwa verstopft sind, weil ausserdem die gesammte Kohlensäure in dem kleinen unteren Raume bleiben müsste und diesen mit einer gefährlichen Explosion leicht gewaltsam auseinandertreiben könnte.

Fig. 97.

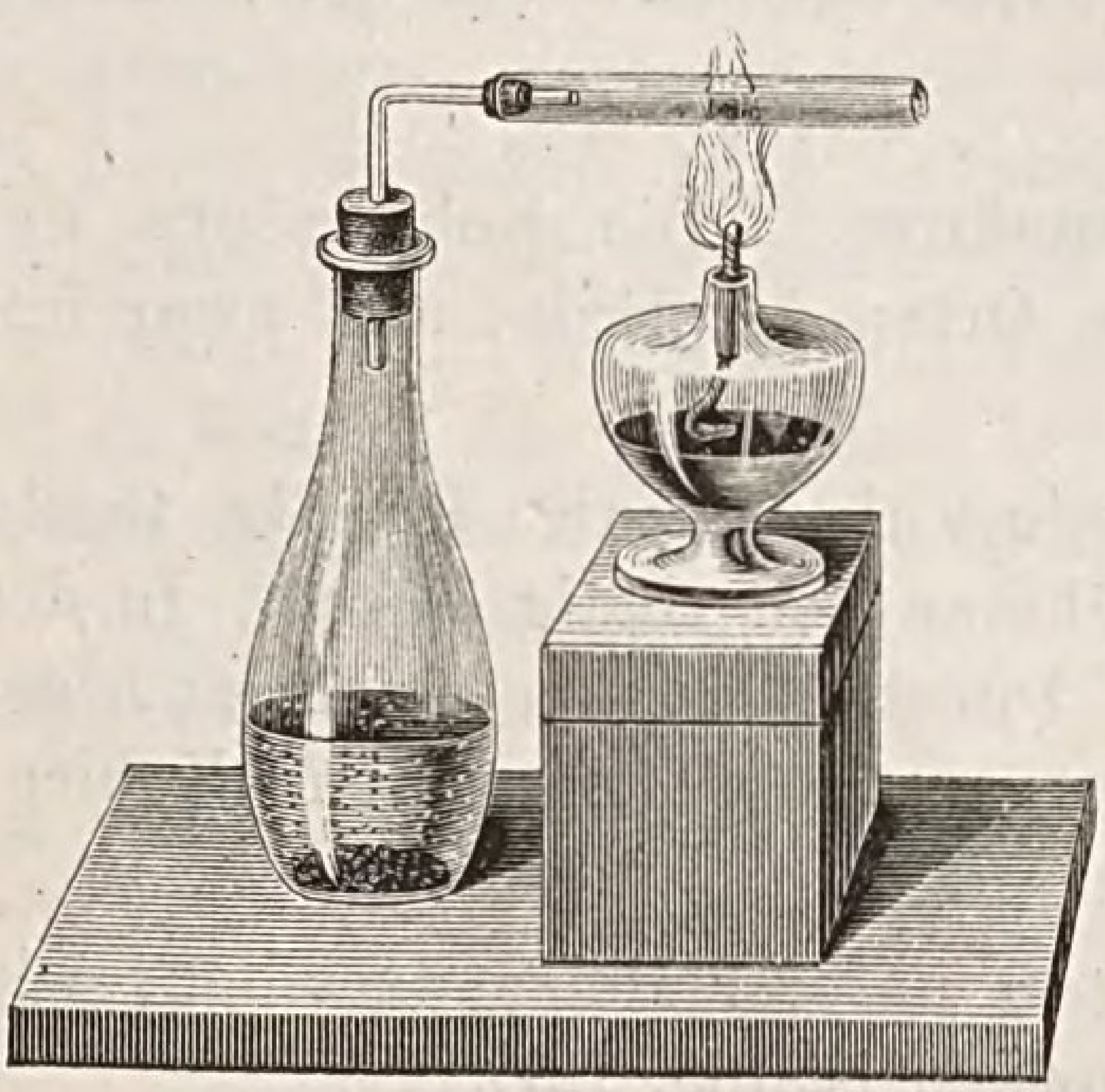


200. Flüssige und feste Kohlensäure. Sonst kannte man die Kohlensäure nur als eine Luftart, jetzt aber ist man im Stande, sie durch Zusammenpressen auf $^1/_{36}$ ihres Volumens bei 0° in eine Flüssigkeit umzuwandeln. Die flüssige Kohlensäure verdunstet an der Luft mit solcher Schnelligkeit, dass dabei eine Verdunstungskälte (40) von — 80° entsteht und durch diese Kälte ein Theil der Kohlensäure sich zu einer festen,

schneeähnlichen Masse verdichtet, die an der Luft nur langsam verdunstet. Kühlt man die in einem starken Glasrohre eingeschlossene flüssige Kohlensäure bis zu — 70^0 ab, so erstarrt sie zu einer festen, eisähnlichen Masse.

201. Zersetzung der Kohlensäure. *Versuch.* Um sich zu überzeugen, dass in dem farblosen kohlensauren Gase wirklich Kohle enthalten sei, nehme man ein Probirgläschen, stosse den Boden desselben ein, und verbinde es mittelst eines durchbohrten Korkes und einer Glasröhre mit einem Glase, in dem sich Kohlensäure entwickelt. In das Probirgläschen schiebt man ein erbsengrosses Stück Kalium, das man zuvor mit Fliesspapier abgetrocknet hat, und erhitzt die Stelle, wo es liegt, von aussen mit einer Lampe. Das Kalium ist ein dem Natrium sehr ähnliches Metall und hat, wie dieses, eine ausserordentliche Begierde, sich mit Sauerstoff zu verbinden; es ist hier im Stande, der Kohlensäure, die darüber hinwegströmt, in der Hitze den Sauerstoff zu entziehen. Dies geschieht und es entsteht Kaliumoxyd oder Kali (K O), eine der stärksten Basen, die sich sogleich mit einem Theile der vorhandenen Säure zu kohlensaurem Kali (Potasche) verbindet, während der Kohlenstoff derjenigen Kohlensäure, die ihren Sauerstoff an das Kalium abgegeben, übrig bleibt und der Salzmasse eine schwarze Farbe ertheilt. Stellt man die Röhre mit der letzteren in ein Glas, in dem sich Wasser befindet, so löst sich das kohlensaure Kali auf, die Kohle aber schwimmt mechanisch in der Lösung und lässt sich auf einem Filter sammeln. Die Flüssigkeit reagirt basisch, weil die schwache Kohlensäure nicht im Stande ist, die basischen Eigenschaften einer so starken Basis, wie des Kalis, vollständig zu neutralisiren. Dass Kohlensäure dabei ist, sieht man aus dem Brausen beim Zusatz einer Säure.

Fig. 98.



Zusammensetzung. Die Kohlensäure besteht aus 1 Aeq. Kohlenstoff und 2 Aeq. Sauerstoff, sie hat also die Formel $= CO_2$. Dem Gewichte nach sind in ihr immer 6 Grm. Kohlenstoff mit 16 Grm. Sauerstoff vereinigt; wir haben uns demnach unter 1 Aeq. C stets eine Gewichtsmenge von 6 Grm., Pfd. etc. Kohlenstoff zu denken.

Reagens. Zur Erkennung der Kohlensäure dient Kalkwasser (47, 127); in festen Körpern schliesst man auf Kohlensäure, wenn durch Auftröpfeln von Salzsäure ein (geruchloses) Brausen entsteht.

202. Bildung von Kohlensäure. Die Kohlensäure erzeugt sich unaufhörlich an allen Orten der Erde, und zwar insbesondere:

a) Da, wo im Innern der Erde vulcanische Kräfte thätig sind, oder muthmaasslich in früherer Zeit thätig waren. In der Hundsgrotte von Neapel, der Dunsthöhle von Pyrmont, am Laacher See und an anderen Orten strömt fortwährend Kohlensäure aus Erdspalten hervor.

b) Bei allen Verbrennungen unserer Heizmaterialien, wie dies schon mehrmals erwähnt worden ist (65, 127).

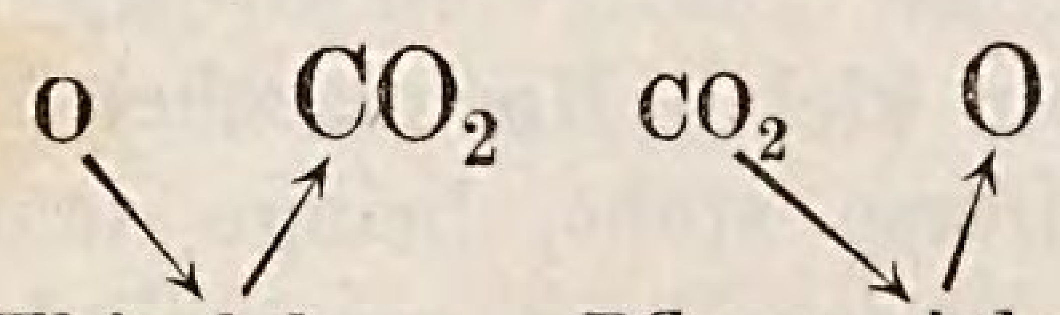
c) Beim Athmen der Menschen und Thiere, was leicht dargethan werden kann, wenn man die aus den Lungen kommende Luft durch eine Glasröhre in Kalkwasser bläst: es entsteht kohlensaurer Kalk, der die helle Flüssigkeit trübe macht. Wir athmen Sauerstoff ein, dieser verbindet sich in unserem Körper mit Kohlenstoff und wird als Kohlensäure wieder ausgeathmet; es muss daher in Räumen, in denen sich viele Menschen aufhalten oder wo viele Lichter brennen, dafür gesorgt werden, dass die verdorbene, d. h. kohlensäurereiche Luft fortgehe und dafür frische, d. h. sauerstoffreiche, hinzutrete. Dies geschieht durch künstlichen Luftzug oder Ventilation.

d) Bei der geistigen Gährung, z. B. bei der Darstellung von Wein, Bier und Branntwein. Dabei wird der Zucker in Weingeist und Kohlensäure zerlegt; der erstere bleibt in der Flüssigkeit und giebt ihr die bekannte berauschende Kraft, die Kohlensäure dagegen entweicht in die Luft.

e) Bei der Verwesung und Fäulniss aller Pflanzen- und

Thierstoffe. In allen organischen Körpern ist Kohlenstoff enthalten; dieser verwandelt sich beim Verwesen nach und nach durch den Sauerstoff der Luft in Kohlensäure; es muss daher überall, wo es Thiere und Pflanzen giebt, auf der Erde, im Meere und in der Luft, Kohlensäure gebildet werden.

203. Kreislauf des Sauerstoffs und Kohlenstoffs. Alle Kohlensäure, die auf so verschiedene Weise entsteht, wird von der atmosphärischen Luft aufgenommen. Bliebe sie in dieser, so müsste die Luft allmälig verschlechtert werden, zumal ihr bei den Athmungs-, Verbrennungs- und Verwesungsprocessen überdies freier Sauerstoff oder Lebensluft entzogen wird. Dies ist aber nicht der Fall; der Sauerstoff nimmt nicht ab, die Kohlensäure nicht zu. Eine unergründliche Weisheit hat die Pflanzenwelt zu Hütern des thierischen Lebens bestellt und mit staunenswerther Einfachheit die Einrichtung getroffen, dass die Pflanzen die von Menschen und Thieren als unbrauchbar ausgeathmete Kohlensäure, als ihr hauptsächlichstes Nahrungsmittel, aus der Luft einsaugen und dieser dafür Sauerstoff wiedergeben. Die Pflanzen athmen Kohlensäure ein und (im Lichte) Sauerstoff aus.



Thierleben. Pflanzenleben.

2. Kohlenoxydgas (CO) ist schon 119 besprochen worden.

3. Oxalsäure (C_2O_3), eine zwischen der Kohlensäure und dem Kohlenoxyd stehende Verbindung, s. 258.

Schwefel und Sauerstoff.

1. Schwefelsäure oder Monothionsäure (SO_3).

(Aeq.-Gew. = 40.)

— Schon seit einigen Jahrhunderten bekannt; 1774 von Roebuck mittelst der Bleikammer bereitet. —

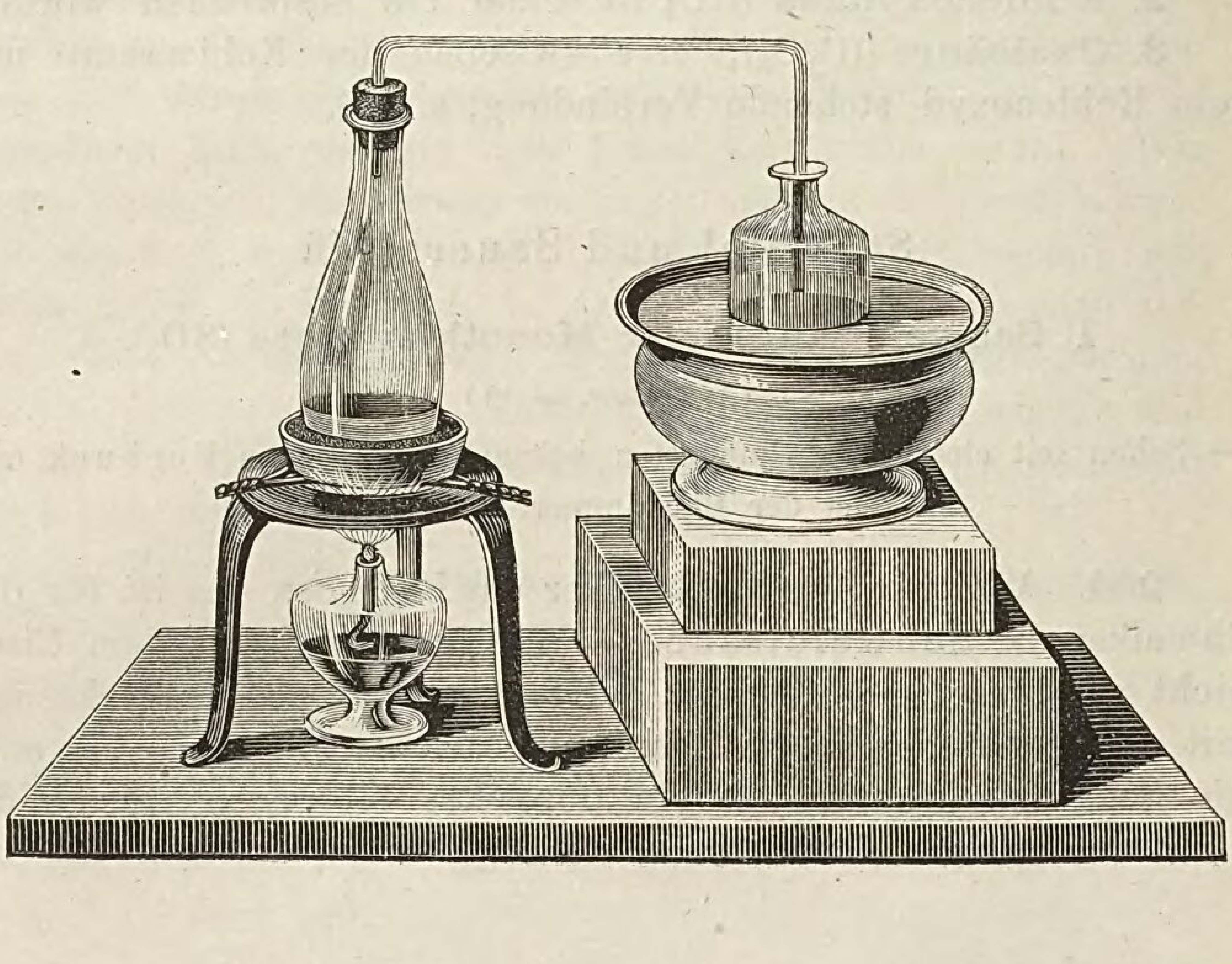
204. Was für den Mechaniker das Eisen ist, das ist für den Chemiker die Schwefelsäure. Wie jener sich aus dem Eisen nicht nur Maschinen aller Art darstellt, sondern auch Werkzeuge, mit denen er jedes andere Material bearbeiten kann, so hat auch die Schwefelsäure für uns ein doppeltes Interesse. Sie bildet nicht nur mit den Basen sehr wichtige Salze, sondern wir be-

nutzen sie auch als das nützlichste chemische Werkzeug, um durch sie zahllose andere chemische Stoffe und Veränderungen hervorzubringen, wie die Darstellung von Wasserstoff, Phosphor, Chlor, Salpetersäure, Kohlensäure etc. schon gelehrt hat. Seitdem sie zum Scheuern von Metallgeräthen, zum Aufschliessen von Düngemitteln, zur Bereitung von Feuerzeugen, Stiefelwichse etc. allgemein gebraucht wird, kennt sie wohl Jedermann als eine scharfe, beizende Flüssigkeit. Wir haben sie bisher vorzugsweise als den Herkules unter den Säuren kennen gelernt, durch den wir alle anderen überwältigen und austreiben konnten. Im Handel kommt sie nur flüssig vor, und zwar in zwei Arten: 1) als eine ölartige, rauchende Flüssigkeit (Vitriolöl oder Nordhäuser Schwefelsäure), und 2. etwas dünner und nicht rauchend (englische Schwefelsäure). Auf folgende Weise kann man sie aber auch fest und trocken darstellen.

Wasserfreie Schwefelsäure (Schwefelsäure-Anhydrid).

205. Darstellung. *Versuch.* In ein kleines Kochfläschchen, das in einem Sandbade auf einem Dreifusse steht, bringe man 20 Grm. rauchende Schwefelsäure und erhitze sie gelinde,

Fig. 99.



bis sie schwach kocht. Den Dampf leite man durch eine weite Glasröhre in ein leeres Fläschchen, das in ein mit Schnee oder möglichst kaltem Wasser gefülltes Gefäss gestellt wird. Man kann zur Sommerszeit das Wasser leicht dadurch noch mehr abkühlen, dass man einige Theelöffel gestossenen Salpeters in dasselbe schüttet. Lässt man den Dampf in die Luft gehen, so erscheint er darin als ein dichter, weisser Rauch von stechend saurem Geruche, in dem Gläschen dagegen wird er zu einer weissen, wie Seide glänzenden, festen Masse verdichtet. Diese ist wasserfreie Schwefelsäure. Man hört mit der Destillation auf, sowie das Kochen nachlässt und die Glasröhre heisser wird, als man es mit der Hand ertragen kann. Der Rückstand in dem Kochfläschchen raucht jetzt nicht mehr, er ist zu englischer Schwefelsäure (Schwefelsäurehydrat) geworden. Wollte man diese zum Kochen bringen, so müsste man eine fast 10 mal stärkere Hitze als vorher anwenden; denn sie kocht erst bei 325° C., während die wasserfreie schon bei etwa 35° C. siedet. Dies ist der Grund, warum das Kochen aufhört, wenn die letztere entwichen ist.

206. Eigenschaften der wasserfreien Schwefelsäure. *Versuch* a. Man nehme mit einem Glasstäbchen etwas Säure heraus und lege sie in ein trocknes Probirgläschen: sie raucht gewaltig und wird nach einiger Zeit flüssig; sie zieht nämlich Wasser aus der Luft an und wird dadurch zu Vitriolöl. Bei längerem Stehen nimmt sie noch mehr Wasser auf und hört auf zu rauchen: sie wird dadurch zu englischer Schwefelsäure. Durch Abdampfen kann dieses Wasser nicht wieder entfernt werden, denn die Schwefelsäure giebt dasselbe bloss dann wieder ab, wenn man ihr eine Basis dafür darbietet.

Versuch b. In Wasser geworfen, löst sich die wasserfreie Schwefelsäure unter Zischen und heftiger Erhitzung auf.

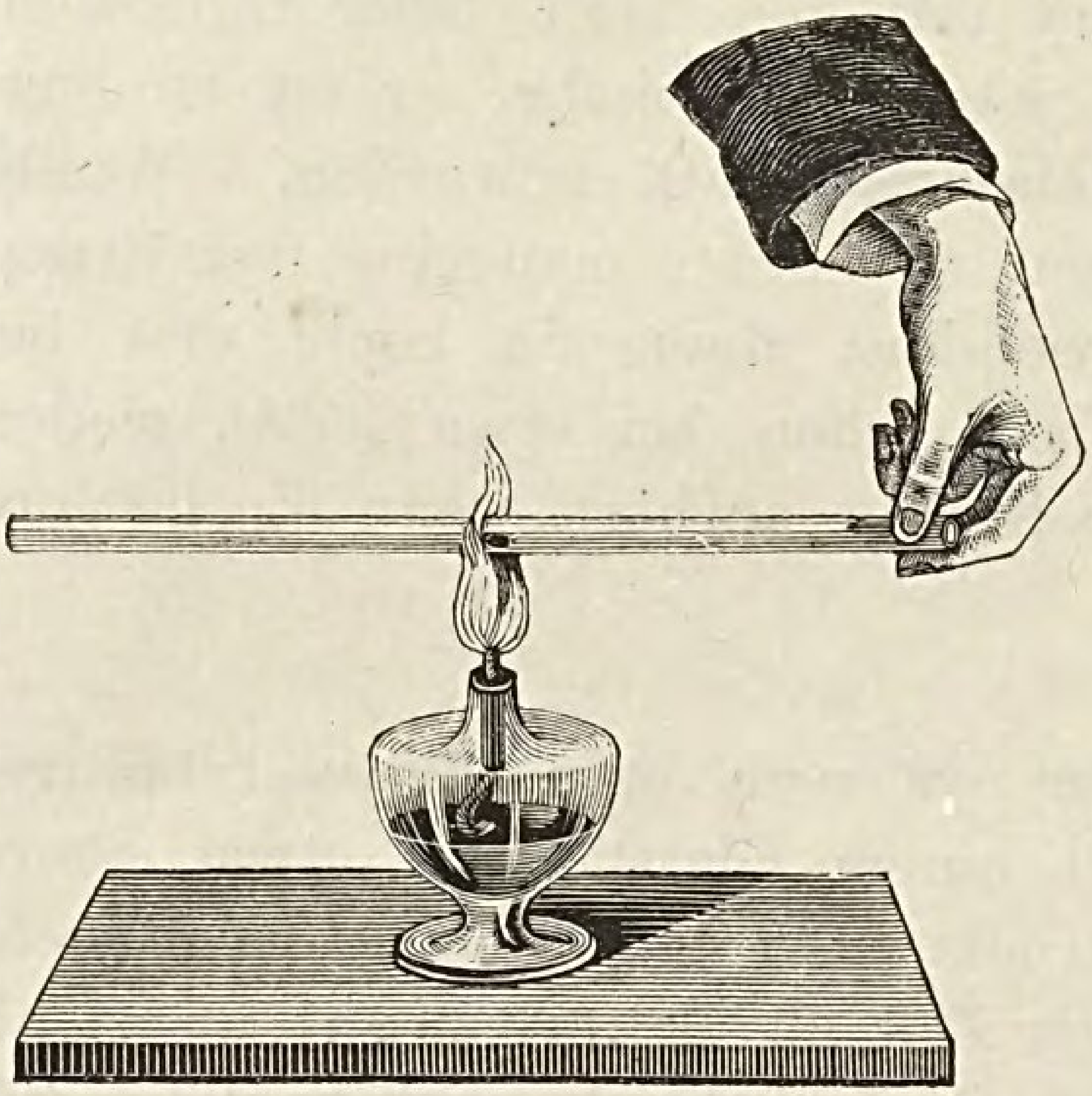
Versuch c. Ebenso löst sie sich in englischer Schwefelsäure auf und diese wird dadurch rauchend. Die rauchende Schwefelsäure ist demnach eine Auflösung von wasserfreier Schwefelsäure in englischer. Ihre Bestandtheile sind dem Gewichte nach: 16 Schwefel (1 Aeq.) und 24 Sauerstoff (3 Aeq.). Daher die Bezeichnung $= SO_3$.

Rauchende Schwefelsäure oder Vitriolöl.

207. Diese Säure wird erhalten durch Destillation von Eisenvitriol, der bekanntlich aus Schwefelsäure und Eisenoxydul besteht (96).

Versuch. Man lege ein Stückchen Eisenvitriol in eine Glasröhre und erhitze es: der grüne Krystall wird unter Entweichung von Wasserdämpfen weiss (wasserfrei). Bei weiterem Erhitzen geht das Weiss in Rothbraun über und es entwickelt sich ein wenig schweflige Säure; ein Theil der Schwefelsäure giebt nämlich 1 Aeq. Sauerstoff an das Eisenoxydul ab und macht dies zu Oxyd, während der andere Theil bei dem Eisenoxyd bleibt. Wird dieses basisch-schwefelsaure Eisenoxyd heftig und anhaltend geglüht, so lässt das Eisenoxyd die Schwefelsäure los und diese entweicht, und zwar wasserfrei, weil sie kein Wasser mehr vorfindet. Im Grossen wendet man dazu Thonretorten an und leitet den Dampf in englische Schwefelsäure, die sich dadurch in rauchende umwandelt. Weil diese dickflüssig wie Oel ist und aus Eisenvitriol dargestellt wird, so gab man ihr den Namen Vitriolöl (oder Oleum); den Namen Nordhäuser Schwefelsäure aber erhielt sie, weil diese Stadt Jahrhunderte lang ganz Deutschland mit dieser Säure versorgte. Das Vitriolöl hat ein specifisches Gewicht von etwa 1,86, und enthält in 100 Thln. ungefähr 10 bis 12 Thle. Wasser.

Fig. 100.



Rauchen des Vitriolöls. Kommt das Vitriolöl an die Luft, so verdampft die darin enthaltene, leichtflüchtige wasserfreie Säure und vereinigt sich mit dem in der Luft enthaltenen Wasserdunste; es entsteht sonach englische Schwefelsäure, die

sich, weil sie 10 mal schwerer flüchtig ist, in der kalten Luft zu weissen Dämpfen verdichtet, gerade so, wie wir es beim Wasserdampfe sehen, wenn er in kalte Luft strömt. Der Rauch des Vitriolöls besteht also aus Dämpfen von englischer Schwefelsäure.

Englische Schwefelsäure (HO, SO_3).

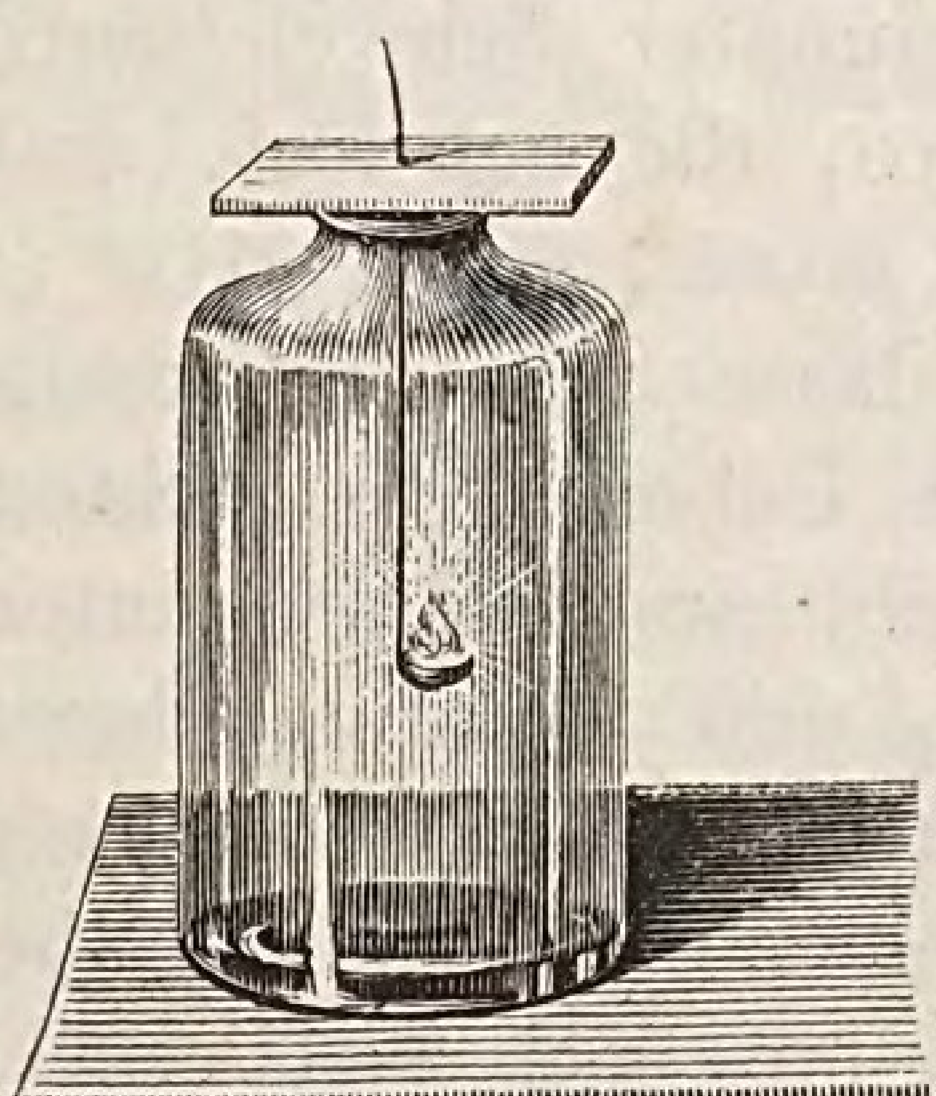
(Aeq.-Gew. = 49. — Specif. Gew. = 1,84.)

208. Darstellung im Kleinen. So lange man die Schwefelsäure nur aus Eisenvitriol zu bereiten verstand, war sie sehr theuer. Für den Preis, den man früher für ein Paar Pfund bezahlte, erhält man jetzt einen ganzen Centner. Diese Wohlfeilheit erlangte sie erst, als man in England vor beinahe 100 Jahren eine andere, ungleich billigere Bereitungsmethode dieser Säure auffand, nämlich aus dem Schwefel selbst.

Kohle und Phosphor nehmen, wenn sie verbrennen, die grösste Menge von Sauerstoff auf, mit der sie verbindbar sind, und man erhält Kohlensäure und Phosphorsäure. Verhielte sich der Schwefel ebenso, so könnte es nichts Leichteres geben, als ihn in Schwefelsäure umzuwandeln. Wie bekannt, bildet der Schwefel aber beim Verbrennen nur schweflige Säure (SO_2), d. h. es verbinden sich mit 16 Schwefel (1 Aeq.) nur 16 Sauerstoff (2 Aeq.). Soll aus dieser Schwefelsäure werden, so muss man sie nöthigen, noch 8 Sauerstoff (1 Aeq.) aufzunehmen. Dies geschieht durch einen Körper, der sehr reich ist an Sauerstoff und ihn zugleich leicht abgiebt, durch Salpetersäure.

Versuch. Man verbrenne in einer trocknen Literflasche so lange Schwefel, als derselbe noch darin brennt, d. h. so lange, bis aller Sauerstoff der in der Flasche enthaltenen Luft sich mit Schwefel zu schwefliger Säure (66) verbunden hat; hält man nun einen bis zum Boden des Gefässes reichenden Glasstab, den man zuvor in starke Salpetersäure getaucht und abtropfen gelassen, in die Flasche, so erzeugen sich um denselben herum sofort braungelbe Dämpfe, welche sich beim Bewegen des Stabes bald in der ganzen

Fig. 101.



Flasche ausbreiten, nach kurzer Zeit aber wieder verschwinden. Man tauche nun den Stab von Neuem in starke Salpetersäure und dann in die Flasche: es wiederholt sich die angegebene Farbenänderung und bei ruhigem Stehen verdichtet sich der Flascheninhalt zu einem weissen Nebel, der sich zu Boden senkt. Beim beginnenden Senken verstopfe man die Flasche und lasse sie umgelegt in Ruhe: nach einigen Minuten wird jener Nebel sich theils als ein grieslicher, theils als ein den Eisblumen der Winterfenster ähnlicher Ueberzug an der Innenwand der Flasche niedergeschlagen haben.

Die hierbei stattfindenden Vorgänge sind der Reihe nach folgende: Zuerst entzieht die schweflige Säure der Salpetersäure 1 Aeq. Sauerstoff und wird zu Schwefelsäurehydrat, die Salpetersäure aber zu Dämpfen von braungelber Untersalpetersäure.

a. $SO_2 + HO, NO_5$ liefern $HO, SO_3 + NO_4$.

Das Verschwinden der gelben Dämpfe erfolgt, weil eine frische Portion schwefliger Säure der Untersalpetersäure abermals 1 Aeq. Sauerstoff entzieht und die erzeugten gelben salpetrigsauren Dämpfe mit der erzeugten Schwefelsäure sich zu einer farblosen Verbindung vereinigen.

b. $SO_2 + NO_4$ liefern SO_3, NO_3.

Vereinigt diese Verbindung sich mit dem im ersten Act erzeugten Schwefelsäurehydrat, so entsteht eine Art Doppelsalz, bei dem einerseits Wasser, andererseits salpetrige Säure die Stelle der Basis vertritt, $= HO, SO_3 + NO_3, SO_3$. Diese leicht krystallisirbare Verbindung stellt den obigen Ueberzug, bei der Schwefelsäurebereitung im Grossen die sogenannten Krystalle der Bleikammern dar. In starker Schwefelsäure sind diese unzersetzt löslich, dagegen zerlegen sie sich in verdünnter Schwefelsäure oder Wasser sogleich in freie Schwefelsäure, die sich löst, und in rothgelbe Dämpfe von salpetriger Säure.

Um diese Zerlegung wahrzunehmen, lasse man ein wenig Wasser an der mit dem krystallinischen Ueberzug bedeckten Glaswand herabfliessen; der letztere zergeht im Wasser unter Entwickelung orangefarbener Luftbläschen, und beim nachherigen Umschwenken des Wassers erhält man eine farblose Lösung von Schwefelsäure, während die darüber stehende Luft eine gelbe Farbe annimmt. Aus $HO, SO_3 + NO_3, SO_3$ bilden sich $2(HO, SO_3)$ und NO_3.

Hält man in diese gelbe Luft brennenden Schwefel, so entfärbt sie sich wieder; es bildet sich zum dritten Male Schwefelsäure, indem die salpetrige Säure 1 Aeq. Sauerstoff abgiebt und zu farblosem Stickstoffoxyd wird, dessen weiteres Wirken in Nr. 210 näher angegeben ist.

c. $SO_2 + HO + NO_3$ liefern $HO, SO_3 + NO_2$.

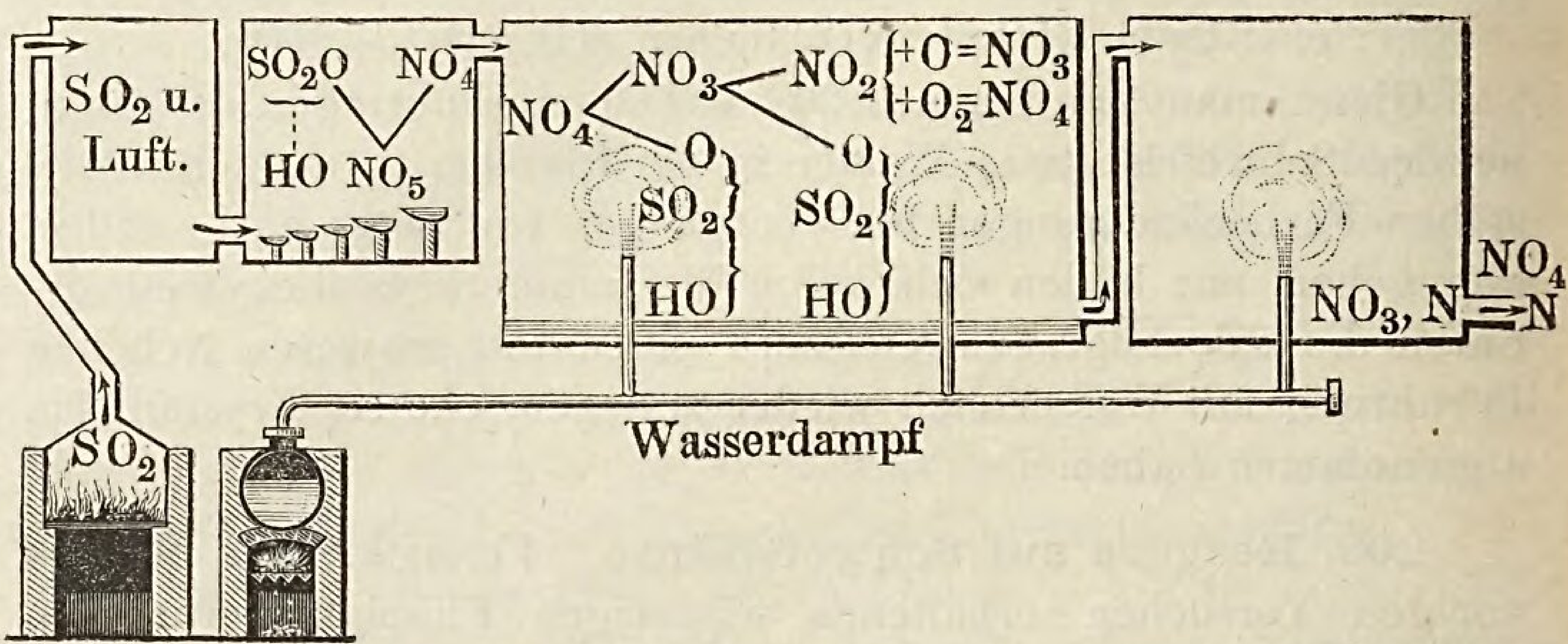
Giesst man bei Versuch 208 vor dem Einbringen des brennenden Schwefels etwas Wasser in die Flasche, so entstehen dieselben Farbenänderungen und Vorgänge, wie unter a., b. und c. angegeben, nur bilden sich keine Bleikammerkrystalle, weil die durch die salpetrige Schwefelsäure erzeugten schweren Nebel in Berührung mit Wasser sich wieder zerlegen, ehe sie Krystallform angenommen haben.

209. Reagens auf Schwefelsäure. *Versuch.* Die bei den vorigen Versuchen erhaltenen wässerigen Flüssigkeiten röthen blaues Lackmuspapier stark und schmecken sehr sauer, sie stellen eine verdünnte Lösung von Schwefelsäure in Wasser dar. Zu einem Theile derselben wird eine Auflösung von Chlorbarium (salzsaurem Baryt) getröpfelt: es entsteht eine starke, weisse Trübung, die weder durch Kochen oder durch Zusatz von Wasser, noch durch Salpetersäure verschwindet. Der gebildete Niederschlag ist schwefelsaurer Baryt, ein Salz, welches in Wasser und Säuren ganz unlöslich ist. Man tröpfle einen Tropfen von der dünnen Säure unter ein Weinglas voll Wasser und füge wieder Barytlösung hinzu; auch bei dieser ausserordentlichen Verdünnung wird sich noch eine bemerkbare Trübung zeigen. Eine Lösung von Chlorbarium oder irgend einem anderen löslichen Barytsalze ist das empfindlichste Reagens auf Schwefelsäure und schwefelsaure Salze.

210. Darstellung im Grossen. Aehnlich wie bei dem vorletzten Versuche verfährt man auch bei der Darstellung der englischen Schwefelsäure im Grossen. Man verbrennt den Schwefel (oder auch Schwefelkies, Kupferkies, Zinkblende etc.) in einem Ofen und leitet die erzeugte schweflige Säure, nebst überschüssiger atmosphärischer Luft, durch ein Abzugsrohr in grosse, aus Bleiplatten erbaute Häuser oder Kammern. In der ersten oder zweiten Kammer sind Schüsseln mit Salpetersäure aufgestellt, die man von aussen langsam zufliessen lässt. Auf

den Boden der Kammern wird etwas Wasser gegossen, ausserdem aber auch noch Wasserdampf aus einem Dampfkessel in dieselben geleitet. Der erste Act der Schwefelsäurebil-

Fig. 102.



dung erfolgt durch den Sauerstoff der Salpetersäure, welche dabei successive zu Untersalpetersäure, salpetrige Säure und Stickstoffoxyd reducirt wird, wie die drei Gleichungen unter a., b., c. in 208 näher angeben. Mit dem Auftreten von Stickstoffoxyd beginnt der zweite, wichtigste Act der Schwefelsäurebildung, in welchem die atmosphärische Luft die Rolle des Sauerstofflieferanten übernimmt. Wie aus Nr. 193 bekannt, nimmt das Stickstoffoxyd mit grosser Begierde aus der Luft Sauerstoff auf und geht dadurch in salpetrige Säure, weiter in Untersalpetersäure über; aus NO_2 wird NO_3, weiter NO_4. Dies geschieht auch in den Bleikammern und damit erneuert sich die durch b. und c. verdeutlichte Wechselwirkung zwischen diesen Säuren und der schwefligen Säure, als deren Endproduct, ausser Schwefelsäure, wieder Stickstoffoxyd auftritt. Das Stickstoffoxyd stellt sonach den Vermittler dar, durch den die Uebertragung des atmosphärischen Sauerstoffs von der Luft zur schwefligen Säure erfolgt, und diese Botendienste verrichtet es so lange, als noch schweflige Säure und Sauerstoff vorhanden sind.

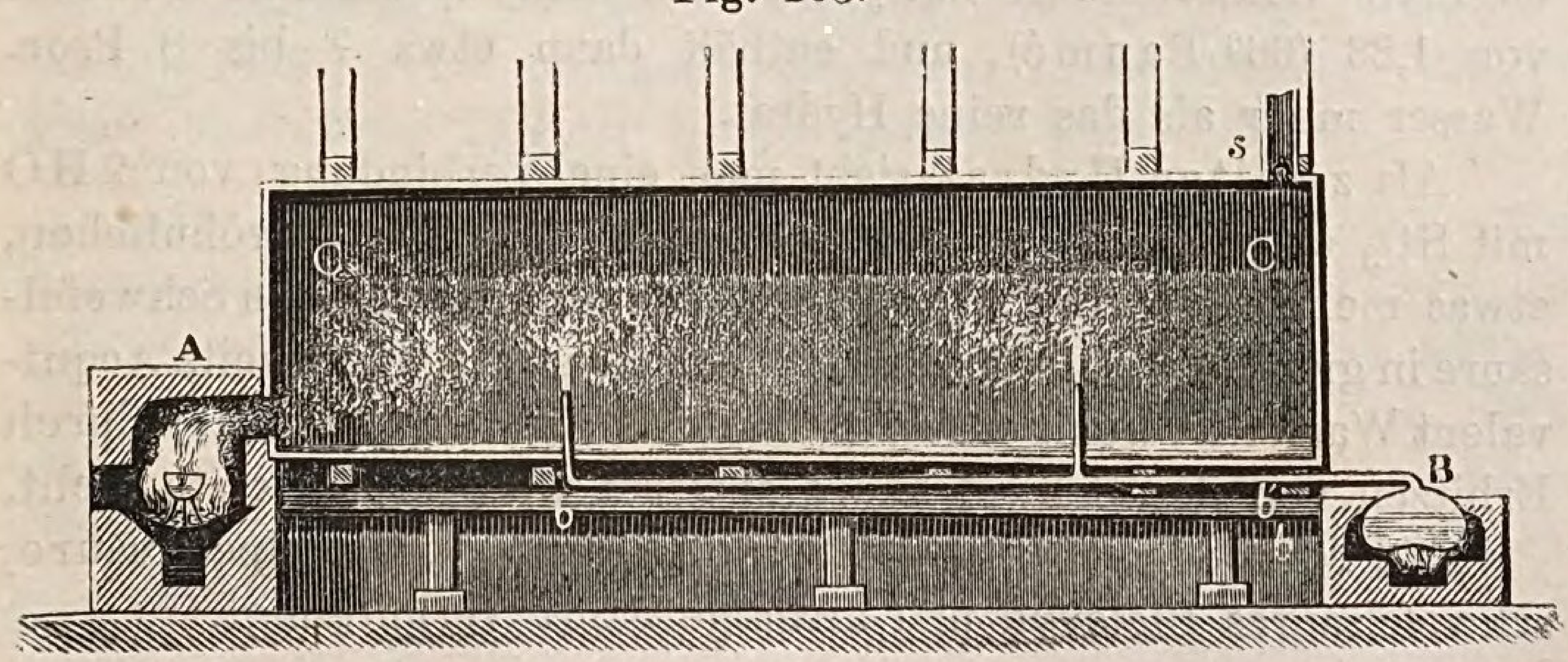
Durch dieses merkwürdige Verhalten des Stickstoffoxyds ist es möglich, mit 1 Grm. Salpetersäure aus 10 Grm. Schwefel 30 Grm. starke englische Schwefelsäure zu gewinnen. Wirkten nur die aus der Salpetersäure frei gewordenen Sauerstoffmengen, so müsste man mehr als 20 Grm. von dieser Säure anwenden,

um 30 Grm. Schwefelsäure darzustellen. Könnte man statt der atmosphärischen Luft reinen Sauerstoff in die Bleikammern bringen, so würde das Stickstoffoxyd unausgesetzt fortwirken und unbegrenzte Mengen von schwefliger Säure in Schwefelsäure umwandeln können; bei Benutzung von atmosphärischer Luft häuft sich aber der von dieser übrig bleibende Stickstoff in der letzten Kammer in solcher Menge an, dass ihm durch einen Schornstein Abzug ins Freie verschafft werden muss. Mit ihm entweicht auch das in ihm vertheilte Stickstoffoxyd, gewöhnlich in der Form von salpetriger Säure, die sich beim Austreten aus dem Schornstein zu Untersalpetersäure oxydirt und dem abziehenden Rauche eine braungelbe Farbe ertheilt.

Zur Wiedergewinnung der werthvollen salpetrigen Säure lässt man in vielen Fabriken die abziehende letzte Kammerluft durch einen mit Koaks gefüllten Bleithurm ins Freie treten, in welchem ein feiner Regen von starker Schwefelsäure herabrieselt. Die Schwefelsäure hält die ihr begegnende salpetrige Säure fest und bildet damit die in 208 besprochene krystallinische Verbindung, $HO, SO_3 + NO_3, SO_3$; die ablaufende, sogenannte Thurmsäure ist sonach eine Lösung von sogenannten Bleikammerkrystallen in Schwefelsäure. Man zerlegt dieselbe schliesslich in der ersten Bleikammer oder einer Vorkammer durch Wasserdampf, welcher die salpetrige Säure wieder frei macht, und durch schweflige Säure, welche die letztere wieder zu Stickstoffoxyd reducirt etc.

Eine andere, hier und da noch übliche, einfache Einrichtung der Bleikammer erhellt aus Fig. 103. Sie unterscheidet sich von der vorigen dadurch, dass man statt fertiger Salpetersäure Sal-

Fig. 103.



peter (gewöhnlich Chilisalpeter) und Schwefelsäure anwendet, die man auf einem Dreifusse in den brennenden Schwefel des Ofens *A* stellt. Die aus dem Salpeter entwickelte Salpetersäure tritt hier gemeinschaftlich mit der schwefligen Säure in die Kammer *C*, während aus *B* durch die Röhren *b b* zugleich Wasserdampf in selbige einströmt und die unbrauchbaren Luftarten bei *s* entweichen. Man hat jetzt Schwefelsäurefabriken von so kolossaler Grösse, dass sie täglich einige hundert Centner fertiger Säure liefern können.

211. Schwefelsäurehydrat. Die in den Bleikammern sich bildende und mit den Wasserdämpfen verdichtende, sogenannte Kammersäure lässt man darin ein specifisches Gewicht von circa 1,5 erreichen, sie enthält dann 60 Proc. Säurehydrat und 40 Proc. Wasser. Um sie ganz in Säurehydrat, d. h. in concentrirte Schwefelsäure (mit 18 Proc. Wasser) zu verwandeln, muss das überschüssige Wasser noch entfernt werden. Dies geschieht zuerst durch Abdampfen in Bleikesseln, zuletzt durch Abdestillation in Platinblasen oder Glasretorten. Das leichter flüchtige Wasser entweicht und nimmt nur wenig Säure mit fort. Wenn das specifische Gewicht der letzteren bis auf 1,84 gestiegen ist, d. h. wenn in ein Hundertgrammgläschen 184 Grm. von der Säure hineingehen, so hört man mit dem Abdampfen auf und füllt sie in grosse Glasballons. In 100 Thln. der englischen Schwefelsäure sind zwar noch 18,4 Thle. Wasser oder auf 1 Aeq. Säure 1 Aeq. Wasser enthalten, diese werden aber von ihr so fest gehalten, dass sie durch Erhitzen nicht verjagt werden können. Man nennt sie aus diesem Grunde auch Schwefelsäurehydrat $= HO, SO_3$. Die meiste im Handel vorkommende englische Schwefelsäure hat jedoch nur ein specifisches Gewicht von 1,83 (66^0 Baumé), und enthält dann etwa 7 bis 8 Proc. Wasser mehr als das reine Hydrat.

Als zweites Hydrat sieht man eine Verbindung von 2 HO mit SO_3 an, die sich in der Winterkälte aus der gewöhnlichen, etwas mehr als 1 Aeq. Wasser enthaltenden, englischen Schwefelsäure in grossen, farblosen Krystallen ausscheidet. Das zweite Aequivalent Wasser ist weniger fest gebunden als das erste, es kann durch Erhitzen von der Schwefelsäure entfernt werden, das erste nicht.

Die rohe Schwefelsäure ist häufig durch Untersalpetersäure, schwefelsaures Bleioxyd und arsenige Säure verunreinigt.

Versuche mit Schwefelsäure.

212. Eigenschaften der Schwefelsäure. *Versuch* a. Stellt man zur Winterszeit ein Gläschen mit Vitriolöl und ein anderes mit englischer Schwefelsäure an einen kalten Ort, so gefriert das stärkere Vitriolöl schon beim Eispunkte, die schwächere englische Schwefelsäure aber bei der Kälte unserer Winter gar nicht (erst bei — 34° C.). Ebenso geräth das Vitriolöl weit leichter ins Kochen als die englische Schwefelsäure (205).

Affinität zum Wasser. *Versuch* b. Man lasse etwas Schwefelsäure in einem offenen Gläschen an der Luft stehen: sie wird sich mit jedem Tage vermehren, denn sie zieht sehr begierig Wasser aus der Luft an. Nach Monate langem Stehen an feuchter Luft kann sie wohl 2 bis 3 mal mehr wiegen als vorher. Hierin ist der Grund zu suchen, warum Zündfläschchen so leicht wässerig werden. Man trocknet oft wasserhaltige Körper, insbesondere Luftarten, durch Schwefelsäure. Bei directer Vermischung von Schwefelsäure und Wasser ist Vorsicht nöthig (88), da hierbei eine starke Erhitzung eintritt und die scharfe Flüssigkeit leicht umher gespritzt wird. Mischt man 50 Maass Schwefelsäure mit 50 Maass Wasser, so erhält man nicht 100 Maass, sondern nur 97 Maass Flüssigkeit: es entsteht also eine Zusammenziehung oder Verdichtung; wo aber eine Verdichtung eintritt, da bemerken wir immer zugleich ein Freiwerden von Wärme. Kommt Schwefelsäure auf die Haut, so muss man diese vorher mit trocknem Papier oder Zeug abwischen und dann erst und zwar gleich mit vielem Wasser abwaschen. Dass die Erhitzung sich bis zur Verkohlung steigern kann, lässt sich wahrnehmen, wenn man auf Fliesspapier einige Tropfen Vitriolöl giesst und diesen nachher einige Tropfen Wasser zusetzt.

213. Verkohlung organischer Stoffe. *Versuch* a. Ein Stückchen Holz, in Schwefelsäure getaucht, wird schwarz, es verkohlt ebenso, als wenn wir es in eine Lichtflamme halten. Die Schwefelsäure entzieht ihm Wasserstoff und Sauerstoff, die sie zu Wasser vereinigt, der Kohlenstoff bleibt übrig. Auf diese Weise kann man Bauholz verkohlen, um es in feuchten Lagen gegen Fäulniss zu schützen. Beim Raffiniren des Brennöles wird

der Schleim des Oeles durch Schwefelsäure verkohlt. Die Schwefelsäure verkohlt und zerstört die meisten Pflanzen- und Thierstoffe.

Bewahrt man die Schwefelsäure in Flaschen mit Korkstöpseln auf, so verkohlt nicht nur der Kork, sondern es theilt sich zugleich ein Theil der abgeschiedenen Kohle der Schwefelsäure mit und färbt diese braun bis schwarz. Durch Erhitzen mit einigen Tropfen Salpetersäure verschwindet die dunkle Farbe wieder, indem der Kohlenstoff sich mit dem Sauerstoff der Salpetersäure verbindet und als Kohlensäure entweicht (Verbrennung auf nassem Wege).

Indigotinctur. *Versuch* b. Man zerreibe ein wenig Indigo zu Pulver und giesse so viel Vitriolöl darauf, dass daraus ein Brei entsteht. Nach einigen Tagen bringt man Wasser hinzu; man erhält dann eine tiefblaue Flüssigkeit, Indigolösung. Mit derselben lässt sich Wolle schön blau färben (Sächsisch-Blau); auch dient sie zur Erkennung der Salpetersäure (189). Englische Schwefelsäure löst den Indigo nur unvollständig auf. Indigo macht hiernach eine Ausnahme: obgleich ein Pflanzenstoff, wird er doch nicht durch die Schwefelsäure verkohlt.

214. Basen und Schwefelsäure. *Versuch* a. Man löse 20 Grm. Soda in warmem Wasser und setze bis zur Neutralisation verdünnte Schwefelsäure hinzu: nach dem Abdampfen bis zum Salzhäutchen schiessen beim Erkalten säulenförmige Krystalle an, die bitterlich salzig schmecken und in Wasser leicht löslich sind. Soda ist kohlensaures Natron (NaO, CO_2); die Kohlensäure wird durch die stärkere Schwefelsäure verdrängt und entweicht brausend, in der Flüssigkeit aber bleibt schwefelsaures Natron (Glaubersalz) zurück. Fast in jedem Quellwasser sind kleine Mengen von löslichen schwefelsauren Salzen enthalten; unlösliche oder schwerlösliche finden sich in der Natur oft zu ganzen Bergen angehäuft, z. B. Gyps.

Bleioxyd und Schwefelsäure. *Versuch* b. 10 Grm. Bleiglätte werden mit Wasser zu einem dünnen Brei angerührt und dann nach und nach 5 Grm. englischer Schwefelsäure zugesetzt: es bildet sich nach einiger Zeit ein weisser, unlöslicher Körper. Die Säure vereinigt sich mit dem Oxyd zu schwefelsaurem Bleioxyd; dieses ist ein unlösliches Salz.

Kupferoxyd und Schwefelsäure. *Versuch* c. 10 Grm. Kupferasche, wie sie bei den Kupferschmieden abfällt, werden mit 40 Grm. Wasser und dann nach und nach mit 14 Grm. Schwefelsäure vermischt und an einen warmen Ort gestellt; man erhält eine blaue Lösung, aus der sich später blaue, schiefe (rhombische) Krystalltafeln ausscheiden. Gewöhnlich sind die Kanten dieser Tafeln abgestumpft, wodurch die schmalen Seiten das Ansehen eines Daches erhalten. Kupferasche ist Kupferoxyd; dieses verbindet sich mit der Säure zu schwefelsaurem Kupferoxyd (Kupfervitriol), einem löslichen Salze. Unter dem Namen Vitriol hat man sich immer ein schwefelsaures Metalloxyd zu denken. Beim Scheuern der kupfernen oder eisernen Gefässe mit Wasser, dem etwas Schwefelsäure zugesetzt wird, geschieht dasselbe: die Gefässe werden, weil sich das Oxyd, welches die Gefässe blind macht, in der Säure löst, schneller blank und rein, als durch das Reinigen mit blossem Wasser.

215. Metalle und Schwefelsäure. *Versuch.* Man lege einen kleinen eisernen Nagel in ein Probirgläschen und beträpfle ihn mit 20 Tropfen englischer Schwefelsäure: er wird nicht angegriffen. Bringt man aber tropfenweise Wasser hinzu, so entsteht, wenn ungefähr 4 bis 5mal so viel Wasser dabei ist, als Säure, ein lebhaftes Brausen und eine Auflösung des Eisens. Die starke Säure lässt sich in eisernen Kesseln selbst bis zum Kochen erhitzen, keineswegs aber die verdünnte. Dass bei diesem Versuche Wasserstoff entweicht und Eisenvitriol zurückbleibt, ist bekannt (87, 96). Das Eisen wird zu Oxydul, nicht durch den Sauerstoff der Säure, sondern durch den des Wassers. Ebenso verhalten sich Zink und Zinn. Zur Auflösung solcher Metalle hat man demnach verdünnte Säure anzuwenden. Es giebt aber auch Metalle, die sich nur in starker Säure lösen, z. B. Kupfer, Silber etc.; davon Näheres bei der schwefligen Säure.

216. Schwefelsäure düngt. Mengt man Schwefelsäure mit der 1000fachen Menge Wassers und giesst diese Flüssigkeit auf Wiesen und Felder, so bemerkt man oft eine vermehrte Fruchtbarkeit der letzteren. Diese rührt daher, weil die Schwefelsäure manche Erdarten zersetzt und auflöslich macht, wodurch schwefelsaure Salze, Gyps u. a. entstehen, die von den Pflanzen aufgesogen werden und deren Wachsthum befördern. Eine nur

100fach verdünnte Schwefelsäure bewirkt das Gegentheil, und kann dazu dienen, um Sandgänge etc. von Gras zu befreien.

2. Schweflige Säure oder monothionige Säure (SO_2).

(Aeq.-Gew. = 32. — Specif. Gew. des Gases = 2,25.)

217. Bereitung. Dieses farblose, stechende, durch starke Kälte flüssig, ja fest zu machende Gas bildet sich nicht nur beim Verbrennen des Schwefels, sondern es kann auch aus der Schwefelsäure dargestellt werden, wenn dieser 1 Aeq. Sauerstoff entzogen wird.

Versuch. In ein Kochfläschchen (s. Fig. 99) bringt man 10 Grm. Kupferstückchen und 40 Grm. englische Schwefelsäure und leitet das beim Erhitzen entweichende Gas (SO_2) in ein mit Wasser gefülltes, 100 C. C. fassendes Gläschen (wegen der Vorsicht dabei s. 99); es wird von dem Wasser in grosser Menge aufgenommen und ertheilt ihm einen sauren Geschmack und einen stechenden Geruch, dem von brennendem Schwefel gleich. 1 Maass Wasser kann gegen 30 bis 40 Maass schweflige Säure auflösen. Wird das Gas nicht mehr verschluckt, so stellt man ein mit Sodaauflösung gefülltes Fläschchen unter; diese absorbirt das Gas gleichfalls und bildet damit schwefligsaures Natron, während die Kohlensäure der Soda entweicht. Das gebildete Salz schiesst nach hinlänglichem Abdampfen in weissen Krystallen an; dasselbe riecht durchaus nicht nach schwefliger Säure, wohl aber dann, wenn man etwas verdünnte Schwefelsäure darauf giesst, welche sich mit dem Natron verbindet und die schwächere schweflige Säure austreibt. Setzt man die Schwefelsäure zu einer Lösung dieses Salzes, so lässt sich diese als Bleichflüssigkeit benutzen. Bei längerem Stehen an der Luft geht die in Wasser gelöste schweflige Säure allmälig in Schwefelsäure über.

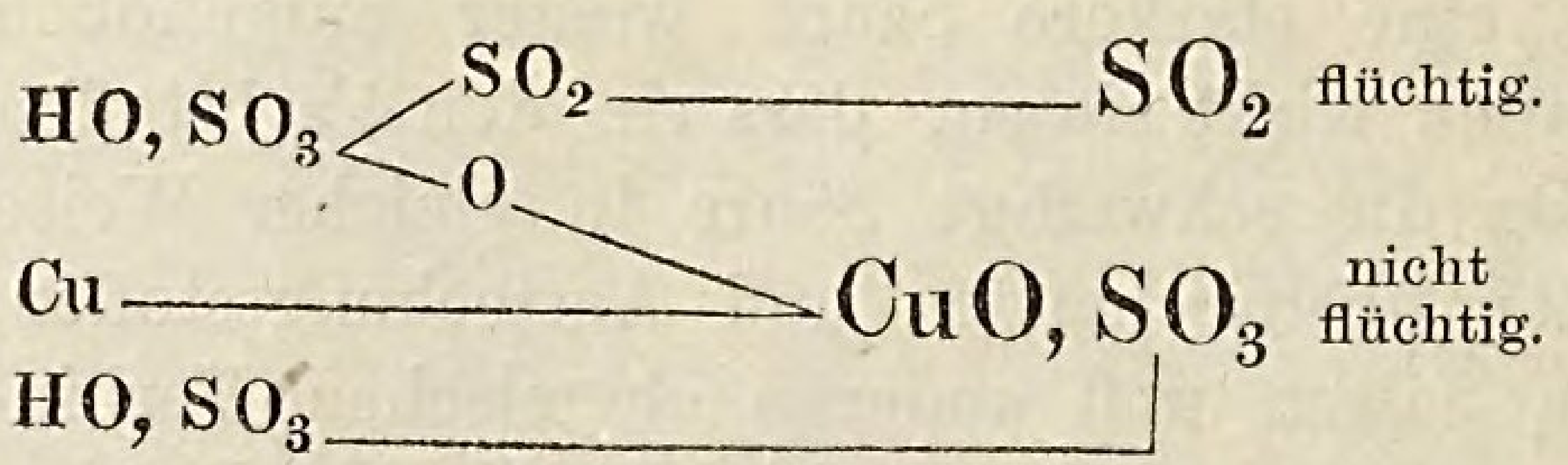
218. Schweflige Säure bleicht. *Versuch.* Man schüttle einige Blauholzspäne mit warmem Wasser und giesse dann zu der erhaltenen dunkeln Flüssigkeit etwas schwefligsaures Wasser: es wird sogleich eine Entfärbung derselben eintreten. Die schweflige Säure bleicht Pflanzenfarben. Stroh, Wolle, Seide und Darmsaiten, also insbesondere thierische Stoffe, werden ganz allgemein mit schwefliger Säure gebleicht, am einfachsten auf

die Weise, dass man dieselben, mit Wasser angefeuchtet, in einer Kammer, oder im Kleinen in einem Kasten aufhängt und einen Napf mit brennendem Schwefel auf den Boden dieser Räume stellt. Recht schön kann man die entfärbende Kraft dieser Säure auch wahrnehmen, wenn man eine Rose oder Päonie (Pfingstrose) über einen brennenden Schwefelfaden hält. Giesst man zu der entfärbten Blauholzflüssigkeit einige Tropfen starker Schwefelsäure, so kommt die frühere dunkelrothe Farbe wieder zum Vorschein; der Farbstoff ist also durch die schweflige Säure nicht völlig zerstört worden, wie durch Chlor, sondern er ist mit der letzteren nur zu einer farblosen Verbindung zusammengetreten, die durch eine stärkere Säure wieder aufgehoben wird. In anderen Fällen wirkt sie so, dass sie den Farbstoffen Sauerstoff entzieht. Da die schweflige Säure in gleicher Weise im Stande ist, gewissen übelriechenden und Ansteckungsstoffen, wie manchen Säuren, Salzen und anderen chemischen Verbindungen, Sauerstoff wegzunehmen, so wird sie auch als Desinfectionsmittel und als kräftiges Desoxydationsmittel benutzt.

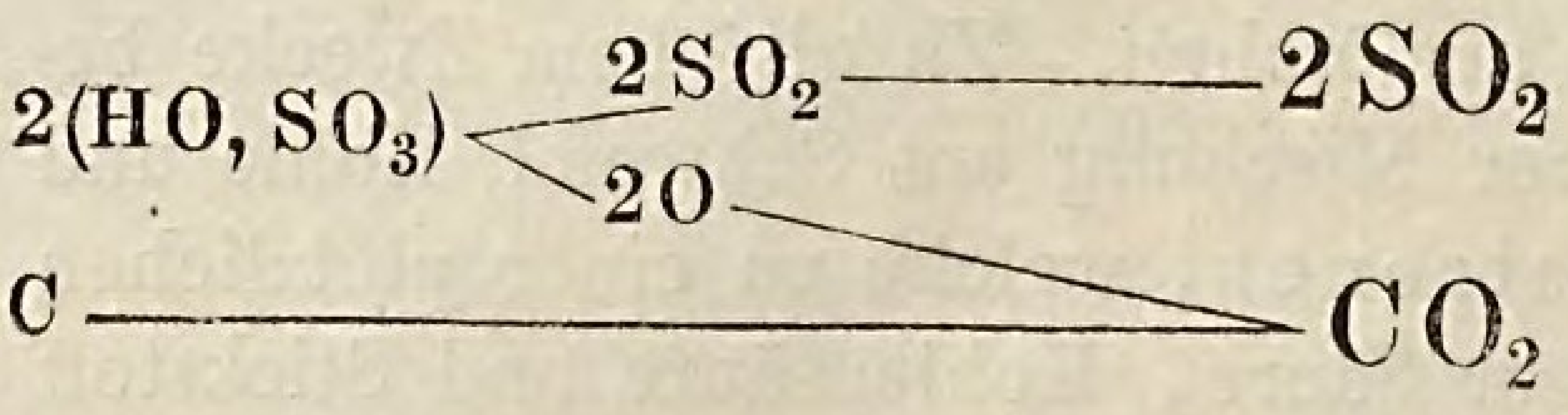
219. Schweflige Säure löscht Feuer aus. *Versuch.* Hält man einen brennenden Holzspan über brennenden Schwefel oder in ein Gefäss, in dem sich schwefligsaures Gas befindet, so verlischt er, ähnlich wie in Stickstoff oder Kohlensäure. Das Fortbrennen wird in diesen Luftarten verhindert, weil sie keinen freien Sauerstoff enthalten. Das Auslöschen glimmender Schornsteine durch ein Schwefelbund, das man unter demselben anzündet, erklärt sich nun leicht: das schwefligsaure Gas steigt in der Esse empor und verdrängt die darin befindliche atmosphärische Luft; der glimmende Russ kommt dadurch ausser Berührung mit freiem Sauerstoff und muss auslöschen. Zu gleichem Zwecke benutzt man auch die mit einer Mischung aus Schwefel, Kohle und Salpeter gefüllten Löschpatronen, welche zu einer plötzlichen Entwickelung von schwefliger Säure, Kohlensäure und Stickstoff Anlass geben.

220. Vorgang bei Versuch 217. Es ist nun noch zu untersuchen, was aus dem Kupfer und der Schwefelsäure geworden ist, woraus man die schweflige Säure darstellte.

Versuch. Wenn der Rückstand in dem Kochfläschchen erkaltet ist, so giesst man Wasser hinzu und erhitzt gelind bis zum Kochen, das man so lange unterhält, bis die ganze Salzmasse zergangen ist. Die Flüssigkeit sieht dunkel und trübe aus, weil feine Kohlentheilchen, die fast in jedem Metalle enthalten sind, darin herumschwimmen; sie wird aber schön blau und durchsichtig, wenn man sie filtrirt. Lässt man sie langsam erkalten, so scheiden sich ansehnliche blaue Krystalle von schwefelsaurem Kupferoxyd (Kupfervitriol) aus; man erhält also dasselbe Salz, welches durch Auflösen von Kupferasche in Schwefelsäure gewonnen wurde. Der Sauerstoff, durch den das Kupfer sich oxydirte, kam hier von der Schwefelsäure; die Hälfte derselben gab 1 Aeq. Sauerstoff an das Kupfer ab und wurde dadurch zu schwefliger Säure, die andere Hälfte aber verband sich mit dem entstandenen Kupferoxyd. Könnte das Kupfer, wie das Eisen, durch den Sauerstoff des Wassers oxydirt werden, so würden statt 40 Grm. schon 20 Grm. Schwefelsäure für 10 Grm. Kupfer ausgereicht haben. Um Kupfervitriol zu bereiten, ist es demnach vortheilhafter, das Kupfer zuvor durch Glühen an der Luft in Oxyd zu verwandeln und letzteres in Schwefelsäure aufzulösen. Dem Kupfer ähnlich verhalten sich von den bekannteren Metallen Silber und Quecksilber. Sollen diese in Schwefelsäure gelöst werden, so wendet man concentrirte Säure an.



221. Schwefelsäure zerlegt durch Kohle. Braucht man grössere Mengen von schwefliger Säure zur Bereitung von Lösungen oder Salzen, so stellt man sich dieselbe am billigsten durch Erhitzen von englischer Schwefelsäure mit grobgestossener Holzkohle dar, deren Kohlenstoff, gleich dem Kupfer, der Schwefelsäure 1 Aeq. Sauerstoff entzieht, so dass sich ein Gemenge von schwefliger Säure und Kohlensäure entwickelt. Die mit aufgenommene Kohlensäure bringt



keinen Nachtheil und wird zuletzt von der schwefligen Säure wieder ausgetrieben.

222. In den zwei hier besprochenen Verbindungen des Schwefels mit dem Sauerstoff finden immer folgende Mengenverhältnisse statt:

16 Grm.	Schwefel u.	24 Grm.	Sauerstoff oder	1 Aeq.	S u.	3 Aeq.	O geben	SO_3			
16 „	„ „	16 „	„ „	1 „	S „	2 „	O „	SO_2			

Weitere Verbindungen sind:

Unterschwefelsäure (Dithionsäure)	= 2 Aeq.	S und	5 Aeq.	O oder	S_2O_5	
Unterschwefl. Säure (dithionige S.)	= 2 „	S „	2 „	O „	S_2O_2	
Trithionsäure	= 3 „	S „	5 „	O „	S_3O_5	
Tetrathionsäure	= 4 „	S „	5 „	O „	S_4O_5	
Pentathionsäure	= 5 „	S „	5 „	O „	S_5O_5	

Phosphor und Sauerstoff.

1. Phosphorsäure (PO_5)

(Aeq.-Gew. = 71.)

— 1769 von Gahn und Scheele in den Knochen nachgewiesen. —

223. Bereitung aus Phosphor. Wenn Phosphor an der Luft oder in Sauerstoff mit Flamme verbrennt, so entsteht ein weisser, saurer Rauch, der Phosphorsäure heisst (67). Dabei vereinigen sich immer 31 Grm. Phosphor mit 40 Grm. Sauerstoff, oder 1 Aeq. Phosphor mit 5 Aeq. Sauerstoff; diese Säure erhält also die Formel PO_5. In einem trocknen Glase verdichtet sich dieser Rauch zu einem weissen Pulver (Phosphorsäure-Anhydrid), welches an der Luft zerfliesst und im Wasser zergeht (HO,PO_5), denn die Phosphorsäure ist hygroskopisch und im Wasser leicht löslich. Eine solche Lösung kann man auch erhalten, wenn man Phosphor längere Zeit mit Salpetersäure kocht. Beim Verbrennen giebt die Luft, beim Kochen mit Salpetersäure diese letztere den Sauerstoff her.

224. Bereitung aus Knochen. Wir finden aber auch schon fertige Phosphorsäure in manchen Körpern, insbesondere

in den Knochen der Säugethiere und Vögel und können sie daraus darstellen.

Versuch. Man legt einen gewogenen Knochen in ein Ofenfeuer und lässt ihn darin einige Stunden glühen: er wird erst schwarz, dann wieder weiss. Man nimmt ihn jetzt aus dem Feuer und wägt ihn wieder: er ist ungefähr um ein Drittel leichter geworden. Was beim Brennen verloren gegangen, war Knorpel oder Leim, der durch die Hitze erst verkohlte, dann verbrannte, d. h. sich in Luftarten verwandelte, welche sich verflüchtigten; die übrig gebliebenen nicht flüchtigen Theile heissen Knochenerde, oder weissgebrannte Knochen, und bestehen zum grössten Theile aus phosphorsaurem Kalk. Man stösst diese nun in einem Mörser zu einem feinen Pulver. 15 Grm. davon werden dann in einem Gläschen mit einer Mischung aus 10 Grm. Schwefelsäure und 60 Grm. Wasser übergossen, einige Tage lang an einen warmen Ort gestellt und während dieser Zeit öfters umgerührt. Hierauf giesst man die dickliche Masse auf Leinwand und presst die Flüssigkeit ab; diese enthält nicht mehr Schwefelsäure, sondern (kalkhaltige) Phosphorsäure. Die Schwefelsäure ist in dem weissen Rückstande zu suchen; sie hat sich mit dem Kalk verbunden und die Phosphorsäure ausgetrieben. Der schwefelsaure Kalk oder Gyps wird mit Wasser ausgewaschen und getrocknet.

Wie man sieht, ist die Schwefelsäure auf nassem Wege stärker als die Phosphorsäure. In der Glühhitze verhält es sich umgekehrt; wird Gyps mit Phosphorsäure geglüht, so muss die Schwefelsäure ausziehen. So ausserordentlich wechseln die Affinitäten bei verschiedener Temperatur. In starker Hitze sind immer diejenigen Säuren am stärksten, welche am schwersten flüchtig werden; zu diesen gehört die Phosphorsäure, denn sie verdampft erst beim Weissglühen. Dampft man die erhaltene Phosphorsäure ein, so erhält man sie (noch etwas kalkhaltig) zuerst als eine syrupartige Flüssigkeit, zuletzt als eine glasartige, feste Masse.

225. Phosphorsäure in organischen Körpern und dem Boden. Ein erwachsener Mensch hat in seinem Körper ungefähr

9	bis	12	Pfund	Knochen, darin
6	„	8	„	Knochenerde, darin
5	„	7	„	phosphorsauren Kalk, darin
$2\frac{1}{4}$	„	3	„	Phosphorsäure, darin
1	„	$1\frac{1}{3}$	„	Phosphor.

Phosphorsaure Salze finden sich ausserdem auch im Blute, Fleische und in anderen Körpertheilen. Woher nimmt nun unser Körper diesen Phosphor? Antwort: aus dem Fleische und den Pflanzen, die wir geniessen. In allen Pflanzen finden sich phosphorsaure Salze, in besonders reichlicher Menge in den Samen derselben. Wie aber gelangen die Pflanzen zu diesen Salzen? Durch den Erdboden. Enthält ein Ackerland keine solchen Salze, so kann kein normales Pflanzenwachsthum und insbesondere keine Samenbildung in ihm stattfinden; vermehren wir ihre Menge dadurch, dass wir gemahlene Knochen oder andere phosphorsäurereiche Düngemittel unter die Ackererde mischen, so setzen wir die letztere in den Stand, eine grössere Menge von Körnern hervorzubringen. Wir haben also in den Knochen ein kräftiges Düngemittel. Dass auch der in ihnen enthaltene Leim zum Wachsthume beiträgt, wird später zur Sprache kommen.

226. Isomere Modificationen der Phosphorsäure. Die Phosphorsäure bietet die Eigenthümlichkeit dar, dass sie sich mit 1, 2 und 3 Aeq. Wasser und ebenso mit 1, 2 und 3 Aeq. Basis verbinden kann und in diesen drei Zuständen verschiedene Eigenschaften zeigt. Man unterscheidet aus diesem Grunde:

1. Einbasische oder a-Phosphorsäure (Metaphosphorsäure $= HO, PO_5$); solcher Art ist die durch Verbrennen des Phosphors erzeugte und in Wasser gelöste Säure. Sie fällt eine Lösung von Baryt und Eiweiss.

2. Zweibasische oder b-Phosphorsäure (Pyrophosphorsäure $= 2\,HO, PO_5$); sie entsteht aus der dreibasischen Säure durch vorsichtiges Erhitzen oder durch glühendes Schmelzen des dreibasischen phosphorsauren Natrons. Sie fällt Baryt und Eiweiss nicht; in Silberlösung bildet sie einen weissen Niederschlag.

3. Dreibasische oder c-Phosphorsäure (gewöhnliche Phosphorsäure $= 3\,HO, PO_5$). Dies ist die in den Knochen wie

in den Naturkörpern überhaupt vorkommende Phosphorsäure, in welche auch die ersten zwei Modificationen sich beim Erhitzen ihrer Lösungen nach und nach umwandeln. Erhitzt man dagegen die trockne c-Phosphorsäure, so giebt sie etwas über 200^0 1 Aeq. Wasser ab und wird zu b-Phosphorsäure; bis zum Glühen erhitzt geht noch 1 Aeq. Wasser fort und es entsteht a-Phosphorsäure, welche ihr Aequivalent Wasser auch in der Glühhitze nicht verliert. Das dritte Aequivalent Wasser ist sonach weniger fest gebunden als das zweite und das zweite weniger fest als das erste, wie dies schon die Schwefelsäurehydrate zeigten. Sie fällt Baryt und Eiweiss ebensowenig als Nr. 2, bildet aber in Silberlösung einen gelben Niederschlag. Genauere Reagentien sind molybdänsaures Ammoniak, welches beim Erwärmen gleichfalls einen gelben Niederschlag erzeugt, und ammoniakalische Magnesialösung, welche einen weissen, krystallinischen Niederschlag (phosphorsaure Ammoniak-Magnesia) liefert.

Isomer nennt man solche Verbindungen, welche einerlei Elemente in einerlei Gewichtsmengen enthalten, dabei aber doch in ihren Eigenschaften sich ganz unähnlich sind (*iso* — gleich, *mer* — Bestandtheil).

Phosphorige und unterphosphorige Säure.

227. Die phosphorige Säure (PO_3), welche auf 1 Aeq. Phosphor nur 3 Aeq. Sauerstoff enthält, bildet sich vorzugsweise, wenn Phosphor langsam verbrennt, d. h. ohne Erhitzung Sauerstoff aus der Luft aufnimmt, wie dies schon bei 157 gezeigt wurde.

Eine Verbindung von gleichen Aequivalenten Phosphor und Sauerstoff (PO) wird unterphosphorige Säure genannt. Des beim unvollständigen Verbrennen des Phosphors sich bildenden gelbrothen Körpers, sonst Phosphoroxyd genannt, ist schon 159 gedacht worden.

In den Säuren des Phosphors finden sich folgende Mengenverhältnisse:

31 Grm.	Phosphor u.	40 Grm.	Sauerstoff oder	1 Aeq.	P u.	5 Aeq.	O	geben	PO_5	
31	„ „	24	„ „	1 „	P „	3 „	O	„	PO_3	
31	„ „	8	„ „	1 „	P „	1 „	O	„	PO	

Chlor und Sauerstoff.

228. Das Chlor hat nur eine schwache Affinität zum Sauerstoff; es kann mit ihm nur auf Umwegen und mit Hülfe starker Basen, die mit den erzeugten Säuren sogleich zu Salzen zusammentreten, verbunden werden. In freiem Zustande zerfallen diese Säuren sehr leicht, häufig unter Explosionserscheinungen.

1. Unterchlorige Säure heisst eine Verbindung von 2 Maass oder 1 Aeq. Chlor mit 1 Aeq. Sauerstoff (ClO), welche sich dadurch auszeichnet, dass sie alle Pflanzenfarben zerstört. Sie zerfällt nämlich äusserst leicht in freies Chlor und freien Sauerstoff. Sie ist das Bleichende in dem bekannten Chlorkalk.

2. Chlorsäure hat auf 1 Aeq. Chlor 5 Aeq. Sauerstoff, also die Formel ClO_5. Da sie so reich an Sauerstoff ist, und diesen beim Erhitzen sehr leicht freilässt, so wendet man ihre Salze oft an, um sich Sauerstoff zu verschaffen, oder um andere Körper mit Sauerstoff zu verbinden (sie zu oxydiren). Das bekannteste Salz dieser Art ist das chlorsaure Kali, welches schon zu mehren der früheren Versuche angewendet wurde.

3. Weitere Verbindungen sind: Chlorige Säure $= ClO_3$, Unterchlorsäure ClO_4 und Ueberchlorsäure $= ClO_7$.

Brom und Jod verhalten sich ähnlich wie Chlor, sie geben mit dem Sauerstoff eigenthümliche Säuren, als: Bromsäure, Jodsäure, Ueberjodsäure u. a.; diese Säuren müssen aber hier übergangen werden. Fluor vereinigt sich gar nicht mit dem Sauerstoff.

Cyan und Sauerstoff.

229. Das Cyan, welches, obgleich aus zwei Elementen (Kohlenstoff und Stickstoff) zusammengesetzt, sich doch ganz wie ein einfacher Körper, und zwar wie ein Salzbilder verhält, giebt mit Sauerstoff eine einbasische, flüssige, stark sauer und stechend riechende Säure, die Cyansäure (CyO oder C_2NO), ausgezeichnet durch ihre leichte Zersetzbarkeit. Schon bei gewöhnlicher

Temperatur verwandelt sie sich in eine polymere weisse, porcellanartige Masse (Cyamelid), die durch Erhitzung wieder in Cyansäure übergeht. Mit Wasser verdünnt, zersetzt sie sich in Kohlensäure und Ammoniak. Ein ähnliches Verhalten zeigen auch die Salze derselben, von denen insbesondere das cyansaure Ammoniak dadurch bemerkenswerth ist, dass es sich beim Erwärmen seiner Lösung in Harnstoff umwandelt.

Eine zweite aus Cyan und Sauerstoff bestehende Verbindung heisst Cyanursäure ($Cy_3 O_3$); sie ist fest, krystallisirbar, dreibasisch und auch in ihren übrigen Eigenschaften von der Cyansäure verschieden, obwohl sie mit ihr isomer, d. h. procentisch gleich zusammengesetzt ist. Man nennt solche Verbindungen, bei denen sich dieselben Elemente in zweifachen, dreifachen, vierfachen und mehrfachen Aequivalenten mit einander vereinigen, polymere. Die organische Chemie, welcher streng genommen auch die Cyansäure und Cyanursäure, wie die folgende Knallsäure angehören, ist überaus reich an polymeren Verbindungen.

Die in dem Knallquecksilber, Knallsilber u. a. enthaltene zweibasische Knallsäure kann als eine Verbindung von Cyansäure und Untersalpetersäure mit einem dritten (organischen) Körper angesehen werden; im freien Zustande kennt man sie noch nicht, da sie alsbald in andere Producte zerfällt. Ihre heftige, an den Zündhütchen wahrnehmbare Explosionskraft ist wahrscheinlich, wie bei anderen Nitrokörpern, der Untersalpetersäure zuzuschreiben.

Bor und Sauerstoff.

Borsäure oder Boraxsäure (BO_3).

(Aeq.-Gew. = 35.)

230. Darstellung. *Versuch.* Man löse in einem Porcellanschälchen 20 Grm. Borax in 60 Grm. kochendem Wasser auf und tröpfle zu der Lösung so lange Salzsäure, bis die Flüssigkeit stark sauer reagirt: bei ruhigem Erkalten setzen sich schuppige Blättchen von Borsäure ab, die man durch nochmaliges Lösen und Krystallisiren reinigt. Im Borax ist die Borsäure mit einer Basis, mit Natron, verbunden; die stärkere Salzsäure bemächtigt sich dieses Natrons und bildet damit salzsaures Natron (oder

Chlornatrium und Wasser), welches aufgelöst bleibt, während die

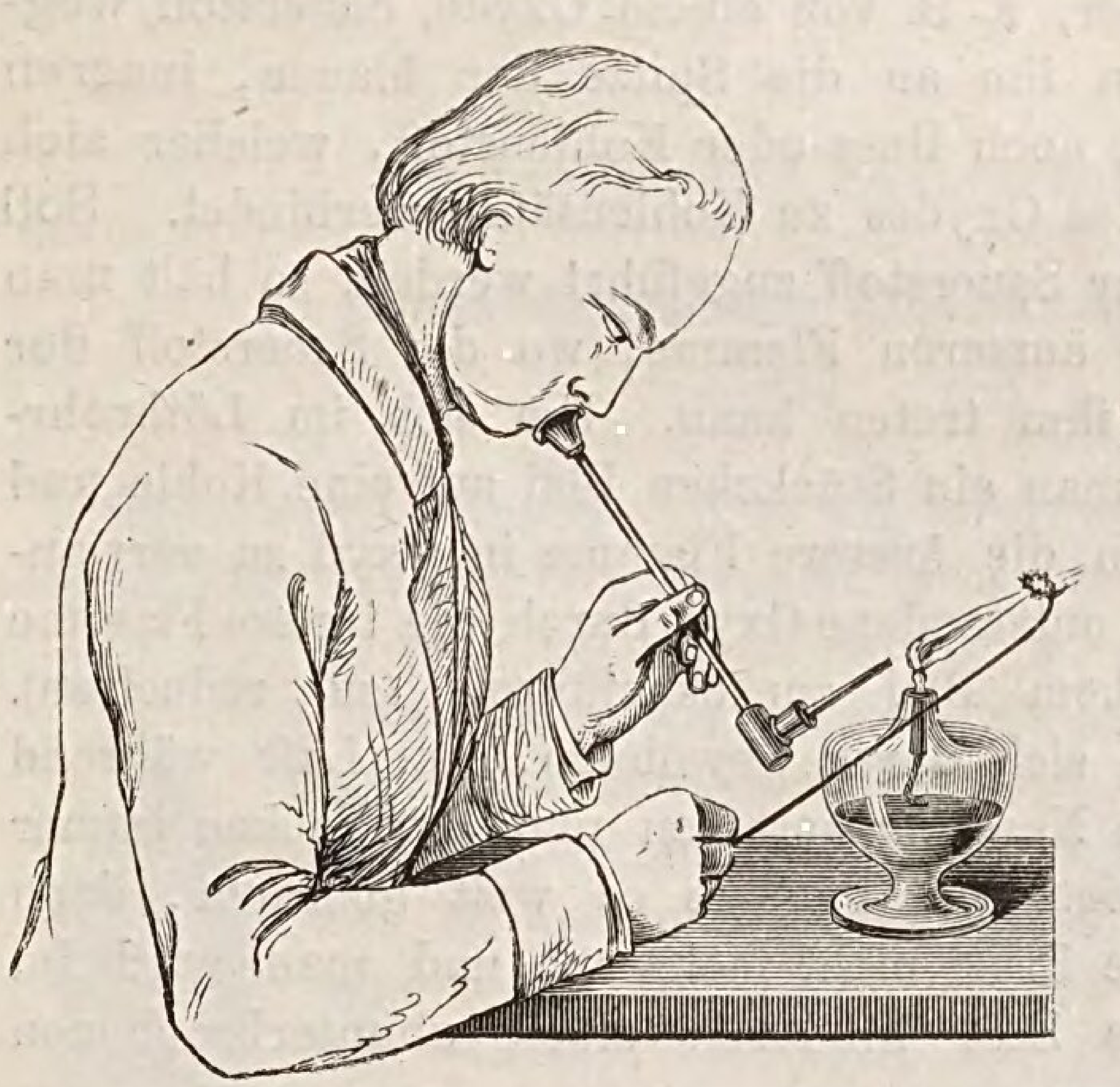
Fig. 104.



schwerer lösliche Borsäure aus der Flüssigkeit herauskrystallisirt. In Italien dringen an einigen Orten heisse Wasserdämpfe aus der Erde, welche Borsäure mit sich führen; aus diesen gewinnt man jetzt grosse Quantitäten dieser Säure, indem man sie in Wasserbassins leitet, wo sie sich, und mit ihnen zugleich die Borsäure verdichten.

231. Borsäure schmilzt zu Glas. *Versuch.* Man biegt einen fingerlangen dünnen Platindraht an dem einen Ende so

Fig. 105.



um, dass er daselbst einen Haken oder ein Oehr bildet, befeuchtet ihn an dieser Stelle mit der Zunge und taucht ihn in Borsäure, damit einige kleine Krystalle daran hängen bleiben. Bläst man jetzt mit einem Löthrohr in die Flamme eines Lichtes und hält die Borsäure so in den seitwärts abgelenkten Flammenkegel, dass sie von der Spitze des letzteren getroffen wird, so schmilzt sie zuerst unter Aufblähen in ihrem Krystallwasser zu einer schwammigen Masse, dann in der Glühhitze zum zweiten Male zu einer durchsichtigen Glasperle. Ein Verdampfen findet dabei nicht statt, denn die Borsäure gehört zu den feuer-

beständigen Körpern. Wird die angefeuchtete Glasperle mit Kreide, Bleiglätte oder Eisenrost bestäubt und abermals bis zum Schmelzen erhitzt, so vereinigen sich diese Körper aufs Innigste mit der Borsäure und werden von ihr aufgelöst und gleichfalls verglast. Die meisten Verbindungen der Borsäure mit Basen werden in der Hitze glasartig-amorph, d. h. sie schmelzen zu einem bald weissen, bald gefärbten Glase zusammen.

232. **Löthrohr.** Das Löthrohr ist ein vortreffliches Instrument, um Körper im Kleinen zu verflüchtigen, zu glühen, zu schmelzen, zu oxydiren oder zu reduciren. In der Löthrohrflamme findet ein doppeltes Verbrennen statt: im Inneren durch die Luft, welche man in dieselbe bläst, und ausserhalb durch die äussere atmosphärische Luft. Hierdurch entstehen zwei Lichtkegel, ein kleiner innerer von blauer Farbe, und ein grosser äusserer von gelblichem Ansehen; den ersteren nennt man die Reductionsflamme, den letzteren die Oxydationsflamme. Will man von einem Körper, z. B. von einem Oxyde, Sauerstoff wegnehmen, so hält man ihn an die Spitze der blauen, inneren Flamme; in dieser ist noch Russ oder Kohlenstoff, welcher sich mit dem Sauerstoff des Oxydes zu Kohlensäure verbindet. Soll dagegen einem Körper Sauerstoff zugeführt werden, so hält man ihn an die Spitze der äusseren Flamme, wo der Sauerstoff der Luft ungehindert zu ihm treten kann. Um sich im Löthrohrblasen zu üben, legt man ein Stückchen Blei auf eine Kohle und sucht es zuerst durch die äussere Flamme in Oxyd zu verwandeln, später aber das entstandene Oxyd durch die innere Flamme wieder zu metallischem Blei zurückzuführen (zu reduciren). Uebrigens muss man sich daran gewöhnen, die Luft während des Blasens durch die Nase einzuathmen und die Backen immer aufgeblasen zu erhalten. Hat man es so weit gebracht, dann strengt das Blasen die Brust nicht mehr an, und man wird im Stande sein, längere Zeit hindurch einen ununterbrochenen Luftstrom hervorzubringen.

233. **Verdunstung der Borsäure.** *Versuch.* Reibt man Borsäure in einem Mörser mit Weingeist zusammen und zündet den letztern an, so brennt er mit grüner Flamme. Auf diese Weise lässt sich die Borsäure leicht erkennen. Hierbei verflüchtigt sich etwas von dieser Säure mit den Weingeist-

dämpfen; und doch ist dieselbe ein feuerbeständiger Körper, wie wir bei dem vorigen Versuche gesehen haben. Einen ähnlichen Widerspruch findet man auch bei anderen Körpern: sie sind für sich allein geglüht vollkommen unflüchtig, sie verdampfen aber doch, und oft schon bei sehr niedrigen Temperaturen, wenn sie sich in Gesellschaft eines anderen Körpers befinden, welcher leicht flüchtig ist. In dem vorliegenden Falle ist also der Weingeistdampf die Ursache der Verflüchtigung der Borsäure. Heisser Wasserdampf kann grosse Mengen von feuerbeständiger Kieselsäure flüchtig machen und mit sich fortführen. Mit den Wasserdämpfen, die vom Meere in die Luft steigen, verflüchtigt sich fortwährend Kochsalz, welches mit dem Regenwasser wieder niedergeschlagen und auf diese Weise über die ganze Erde verbreitet wird.

Die Borsäure ist, wie die Phosphorsäure, auf nassem Wege eine sehr schwache Säure, in der Glühhitze dagegen eine der stärksten.

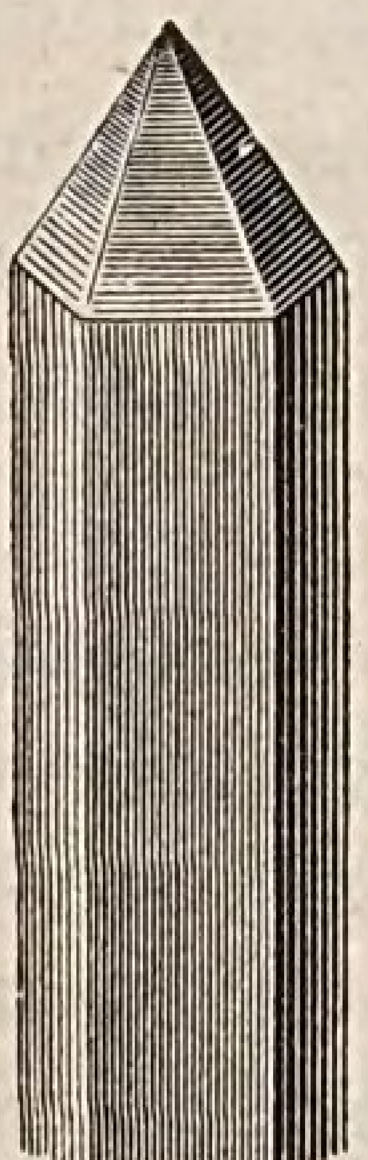
Kiesel und Sauerstoff.

Kieselsäure oder Kieselerde (SiO_2).

(Aeq.-Gew. = 30.)]

234. Vorkommen. Was wir im gewöhnlichen Leben Kieselstein oder Kieselerde nennen, heisst in der Chemie Kieselsäure. Im Quarz, Sandstein, Bimsstein und Feuerstein finden wir sie ziemlich rein, in dem Bergkrystall oft schön krystallisirt, in sechsseitigen Säulen oder sechsflächigen Pyramiden, und so durchsichtig, dass man Schmucksteine, sogenannte böhmische Diamanten, daraus schleift. Der rothe Carneol, der violette Amethyst, der grüne Chrysopras, der bunte Achat und Jaspis, der braune Rauchtopas, der Opal und Chalcedon, diese bekannten Schmucksteine, bestehen gleichfalls aus Kieselerde; die Farben derselben rühren meistens von beigemengten Metalloxyden her. Der gewöhnliche Sand ist durch Eisenoxydhydrat (Rost) gelb oder braun gefärbte Kiesel-

Fig. 106.



erde. In diesem natürlichen Zustande ist die Kieselerde so hart, dass sie mit dem Stahl Funken giebt, und ganz unlöslich in Wasser und Säuren (ausser in Flusssäure). Es mag vielleicht Manchem sonderbar scheinen, dass man Körper, wie unsern gewöhnlichen Streusand oder unsere Kieselsteine, zu den Säuren rechnet. Der Grund, warum dies geschieht, ist lediglich in dem Verhalten derselben gegen Basen zu suchen; mit diesen kann sich nämlich die Kieselerde zu Salzen verbinden, ganz so, wie es die anderen Säuren thun.

235. Basen und Kieselsäure. *Versuch.* Man koche in einem Porcellanschälchen 5 Grm. von gestossenem Feuerstein und 10 Grm. Aetzkali mit 50 Grm. Wasser einige Zeit, indem man das durch die Verdampfung fortgehende Wasser ersetzt; dann lasse man die Mischung in einem verstopften Gläschen durch Absetzen sich klären. Ein Theil des Steinpulvers hat sich in der Kalilauge gelöst und bildet mit derselben eine dickliche, molkige (opalisirende) Flüssigkeit. Setzt man zu derselben Salzsäure, so entsteht ein dicker, kleisterartiger Niederschlag von amorpher Kieselsäure; verdünnt man dagegen die Flüssigkeit vorher mit einer grossen Menge Wasser und neutralisirt dann erst das Kali durch Salzsäure, so bleibt dieselbe klar und die Kieselsäure gelöst. Diese Löslichkeit verliert sich aber, so wie die Lösung bis zur Trockne verdampft wird, und die Kieselsäure stellt dann ein weisses Pulver dar, von dem das Wasser nichts mehr auflöst. Wie man sieht, kann also die Kieselsäure in zwei ganz von einander verschiedenen isomerischen Modificationen auftreten: a. krystallinisch oder derb und unlöslich, auch in kochender Kalilauge, wie wir sie in den meisten Kieselsteinen und Silicaten antreffen; b. amorph, wie sie im Opal, Chalcedon und Feuerstein, ferner in Pflanzen, Thieren und in Quellwässern vorkommt. Diese letztere wird von kochender Kalilauge und in statu nascenti auch von Wasser und Säuren gelöst.

Kieselglas. Vollkommner können wir die Verbindung der Kieselsäure mit den Basen durch Schmelzung hervorbringen. Die meisten der so erhaltenen kieselsauren Salze oder Silicate sind amorph; wir nennen sie Gläser; die Natur liefert uns aber auch zahlreiche krystallisirte Silicate, als Feldspath, Glimmer, Hornblende, Granat u. v. a. Die Kieselsäure hat in ersterer Hin-

sicht die grösste Aehnlichkeit mit der Borsäure, der sie auch darin gleicht, dass sie, obgleich auf nassem Wege eine überaus schwache Säure, in der Hitze doch, ihrer Feuerbeständigkeit wegen, alle anderen Säuren an Stärke übertrifft. Für sich allein kann die Kieselsäure nur durch die Hitze des Knallgasgebläses zum Fluss gebracht werden.

236. Kieselsäure in Quellen und Pflanzen. Fast alle unsere Quellen, wie alle unsere Pflanzen, enthalten kleine Quantitäten von Kieselsäure. Dampfen wir ein Quellwasser ab, so finden wir sie in dem unlöslichen Rückstande; verbrennen wir eine Pflanze, so behalten wir sie in der Asche. Insbesondere reich daran sind die Blätter der Gräser und Getreidearten. In dem Schachtelhalm (Equisetum) ist so viel Kieselerde, dass man ihn zum Glattschleifen von Holz anwenden kann; ebenso in dem bekannten Scheuerkraut, welches man auf dem Lande häufig zum Putzen von Glas und Metall anwendet. Selbst im Thierreiche treffen wir Kieselsäure an, namentlich in der Region der kleinen Thiere, die man nur durch das Vergrösserungsglas erkennen kann; die Gehäuse oder Panzer vieler Infusorien sind aus Kieselsäure gebildet.

Bisher galt die Kieselsäure als SiO_3; giebt man ihr diese Formel, so ist ihr Aeq.-Gew. = 45 und das des Siliciums = 21.

Kieseloxyd oder Siliciumoxyd = SiO ist nur auf künstlichem Wege darzustellen; es stellt ein weisses Pulver dar, welches durch Sauerstoffaufnahme leicht in Kieselsäure übergeht.

Rückblick auf die Sauerstoffsäuren.

1) Die meisten Verbindungen der Metalloide mit Sauerstoff sind Säuren (saure Oxyde); das mit dem Sauerstoff verbundene Metalloid heisst das Radical der Säure (Säureradical).

2. Die meisten Verbindungen der Metalle mit Sauerstoff sind Basen (basische Oxyde); das mit Sauerstoff verbundene Metall heisst das Radical der Basis (Basenradical = R).

3) Die Säuren röthen das blaue Probirpapier, die Basen bläuen das rothe (wenn sie löslich sind).

4) Die Säuren haben einen sauren Geschmack, die Basen einen laugenhaften oder basischen (wenn sie löslich sind).

5) Wenn Säuren und Basen sich mit einander verbinden, so verschwinden sowohl die sauren als die basischen Eigenschaften (Neutralisation) und es entstehen neue Körper, Salze; diese schmecken salzig, wenn sie im Wasser löslich sind, dagegen haben sie gar keinen Geschmack, wenn sie sich im Wasser nicht lösen können.

6) Die Säure ist als der elektronegative, die Basis als der elektropositive Bestandtheil eines Salzes anzusehen.

7) Das Hauptkennzeichen der Säuren ist: dass sie sich mit Basen zu Salzen verbinden; wir rechnen daher alle Körper zu den Säuren, welche dies vermögen, selbst wenn sie nicht sauer schmecken und nicht sauer reagiren. Dasselbe gilt auch von den Basen.

8) Die meisten Säuren sind einbasische, d. h. 1 Aeq. davon verbindet sich mit 1 Aeq. Basis, wenn letztere 1 Aeq. Sauerstoff enthält. Es giebt aber auch zweibasische Säuren, welche stets 2 Aeq. Basis aufnehmen, und dreibasische, welche stets 3 Aeq. Basis aufnehmen.

9) Die meisten Säuren sind mit einer bestimmten Menge Wasser chemisch verbunden, und zeigen ihre sauren Eigenschaften erst in dieser Verbindung (Hydrate). Manche Säuren können ohne Wasser gar nicht bestehen (Constitutionswasser). Durch beliebige Zumischung von noch mehr Wasser erhalten wir die verdünnten Säuren. Wasserfreie Säuren heissen Anhydride; diese erlangen ihre sauren Eigenschaften erst, wenn sie durch Wasseraufnahme zu Hydraten geworden sind.

10) Ein und dasselbe Säureradical kann oft mit ungleichen, aber immer fest bestimmten, in einem einfachen Verhältnisse zu einander stehenden Mengen von Sauerstoff mehre Säuren bilden.

11) Die Säuren haben eine verschiedene Affinität zu den Basen: manche eine grössere, z. B. Schwefelsäure, andere eine geringere, z. B. Kohlensäure; die ersteren nennt man nach dem gewöhnlichen Sprachgebrauche starke, die letzteren schwache Säuren. Schwache Säuren können durch stärkere aus ihren Verbindungen ausgetrieben werden.

12) Die nichtflüchtigen Säuren sind meistens in der Hitze (auf trocknem Wege) stärker, bei gewöhnlicher Temperatur

(auf nassem Wege) aber schwächer als die flüchtigen Säuren. Die Stärke der Affinität ändert sich also mit der Temperatur.

13) Die bisher betrachteten Säuren werden im engeren Sinne Sauerstoffsäuren genannt, weil sie sämmtlich Sauerstoff enthalten und durch diesen ihre sauren Eigenschaften bekommen.

14) Kohlensäure, Salpetersäure, Schwefelsäure etc. sind Säuren mit einfachem Radical (C, N, S); Cyansäure und Cyanursäure sind Säuren mit zusammengesetztem Radical (C_2N oder Cy).

15) Die Verbindungen der Sauerstoffsäuren mit Basen heissen im engeren Sinne Sauerstoffsalze; die mit der Säure verbundene Basis heisst das Salzradical (RO, R_2O_3 etc.).

Zweite Gruppe: Wasserstoffsäuren

oder

Verbindungen der Halogene mit Wasserstoff.

237. Wie der Sauerstoff sich mit den Nichtmetallen zu Säuren verbindet, so kann auch der Wasserstoff einige derselben in Säuren umwandeln, aber nicht alle. Nur die fünf Halogene: Chlor, Brom, Jod, Fluor und Cyan, werden auch durch den Wasserstoff gesäuert. Der Sauerstoff war im Stande, mit einem und demselben Nichtmetalle mehre Säuren zu bilden, mit dem Schwefel z. B. Schwefelsäure, schweflige Säure etc., mit dem Stickstoff Salpetersäure, salpetrige Säure etc.; der Wasserstoff bringt mit jedem der genannten Haloide nur eine einzige Säure hervor, er verbindet sich mit ihnen nur in einem einzigen Verhältnisse.

Chlorwasserstoffsäure oder Salzsäure (HCl).

(Aeq.-Gew. = 36,5. — Specif. Gew. des Gases 1,26.)

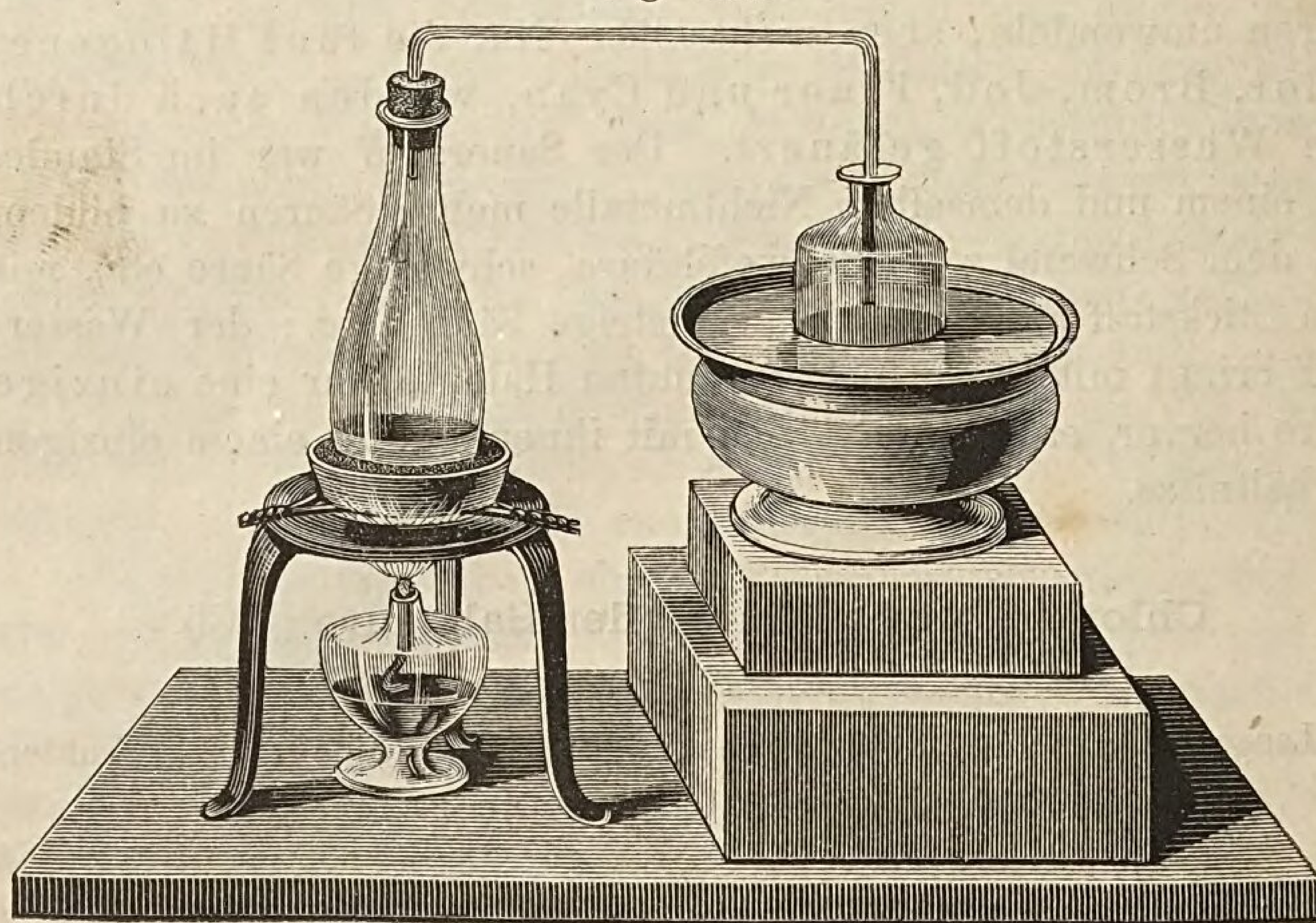
— Lange bekannt; 1772 von Priestley als eigenthümliches Gas unterschieden; Bestandtheile 1810 von Davy nachgewiesen. —

238. Chlorwasserstoffgas. *Versuch.* In eine Porcellantasse schütte man eine Messerspitze voll Kochsalz und giesse etwas

Schwefelsäure darauf: es entweicht unter Brausen eine rauchende Luftart, die stechend riecht, sauer schmeckt und angefeuchtetes blaues Probirpapier roth färbt; diese Luftart heisst salzsaures oder Chlorwasserstoffgas. Giesst man etwas Salmiakgeist auf einen Holzspan und fährt mit diesem über dem Schälchen hin und her, so entsteht ein dicker, weisser Nebel, und der Geruch, sowohl der saure des salzsauren Gases, als der heftige des Salmiakgeistes, verschwindet. Die sauren Dämpfe werden durch die in dem Salmiakgeist enthaltene flüchtige Basis neutralisirt; es bildet sich ein geruchloses Salz (salzsaures Ammoniak), und zwar in so feiner Zertheilung, dass es in der Luft schwimmt. Man kann auf diese Weise leicht erkennen, ob eine Luft Salzsäure oder, wenn man umgekehrt verfährt, Ammoniak enthält, wie zugleich diese Dämpfe, die für das Athmen beschwerlich und der Gesundheit nachtheilig sind, unschädlich machen und aus der Luft entfernen.

239. Flüssige Chlorwasserstoffsäure. *Versuch.* Man mische in einer Kochflasche vorsichtig 6 Grm. Wasser mit 35 Grm. Schwefelsäure und schütte, nachdem die Mischung vorher wieder kalt geworden ist, 20 Grm. Kochsalz hinzu. Auf die

Fig. 107.

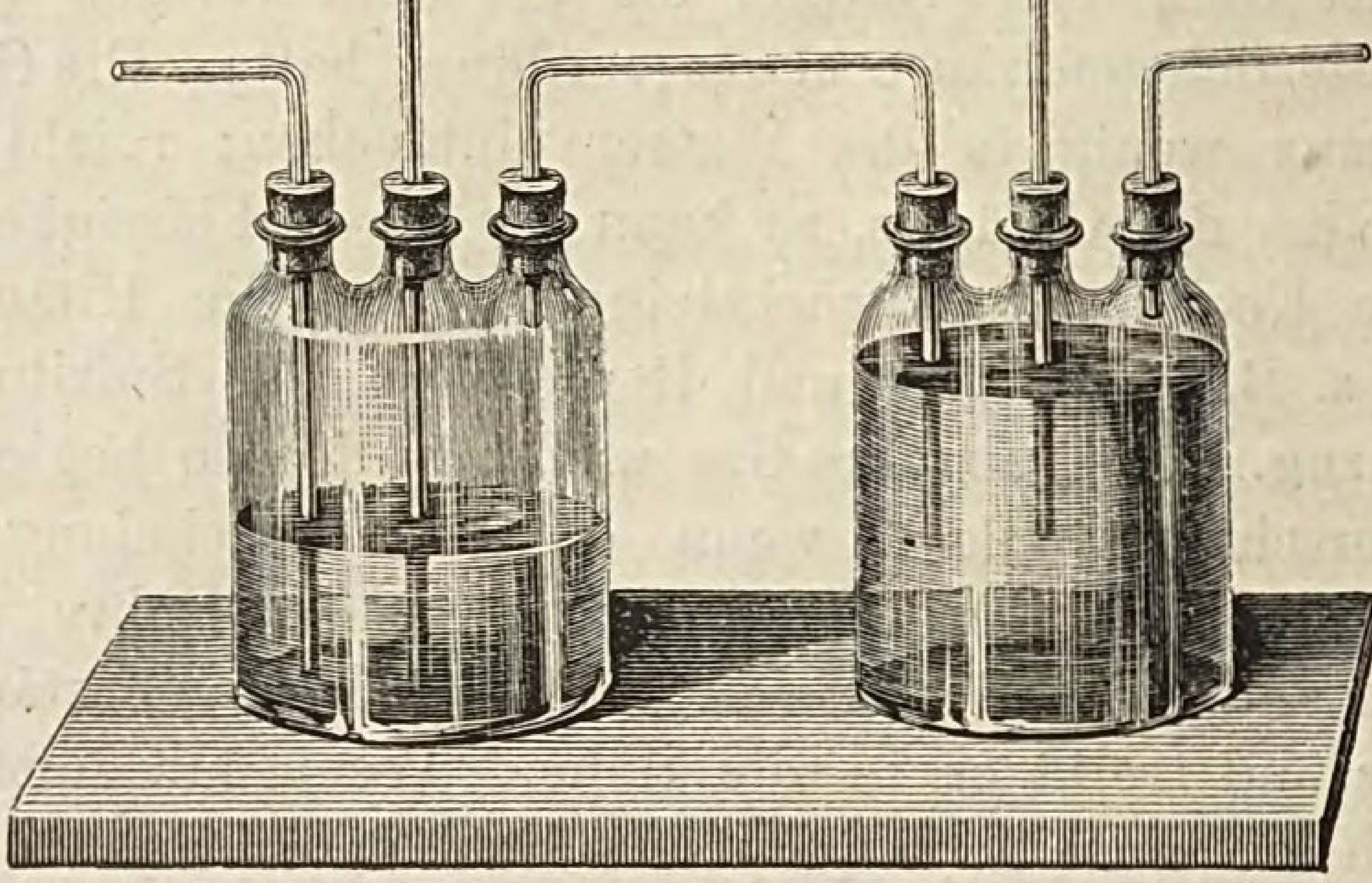


Kochflasche kommt ein Kork mit einer Glasröhre, deren längeres Ende in ein Gläschen geht, in dem sich 40 Grm. Wasser befinden. Erhitzt man die erstere in einem Sandbade, so entweicht das salzsaure Gas, aber ruhiger als bei dem vorigen Versuche, weil man die Schwefelsäure etwas verdünnt hatte. Die Glasröhre darf nur ganz wenig in das Wasser eintauchen; reicht sie bis auf den Boden des Gefässes, so kann die ganze Flüssigkeit plötzlich in die Kochflasche zurücksteigen, wenn die Hitze einmal nachlässt, z. B. beim Hin- und Herflackern der Spiritusflamme durch Luftzug. Das salzsaure Gas wird nämlich so begierig vom Wasser verschluckt, dass, wenn die Gasentwickelung einmal schwächer wird, ein verdünnter Raum in der Röhre und der Kochflasche entsteht; die äussere Luft drückt dann stärker auf das Wasser und treibt es in die Höhe. Wenn ein luftförmiger Körper sich zu einer Flüssigkeit verdichtet, so braucht er die gebundene Wärme, durch welche er zu Gas oder Dampf wurde, nicht mehr und diese wird daher frei. Hieraus folgt, dass das Wasser, in dem sich das salzsaure Gas verdichtet oder auflöst, bald warm werden muss. Warmes Wasser kann aber viel weniger Gas aufnehmen als kaltes; man muss daher, um eine starke Auflösung von salzsaurem Gas zu erhalten, das Gläschen in ein Gefäss mit kaltem Wasser stellen. Hat sich die Flüssigkeit in der Vorlage hinlänglich vermehrt, so zieht man eins der Untersetzbrettchen heraus, damit die Röhre wieder nahe an die Oberfläche komme. Die gewonnene Auflösung von salzsaurem Gas schmeckt und reagirt sehr sauer; sie heisst Chlorwasserstoffsäure, im gewöhnlichen Leben Salzsäure. Ein Maass Wasser kann über 400 Maass salzsaures Gas absorbiren; die so erhaltene starke Salzsäure hat 1,19 specif. Gew. und raucht an der Luft, weil ein Theil des Gases entweicht. Erhitzt man sie bis zum Kochen, so entweicht die Hälfte davon, und eine nur halb so starke Säure bleibt übrig; diese ist aber immer noch etwas schwerer als Wasser.

240. Rohe Salzsäure. Die im Handel vorkommende Salzsäure ist gewöhnlich gelb und mit schwefliger Säure, Schwefelsäure, Chlor, Chloreisen, auch wohl mit Chlorarsen verunreinigt. Dieselbe wird ebenfalls aus Kochsalz und Schwefelsäure dargestellt, statt der Glasgefässe aber nimmt man grosse eiserne Cy-

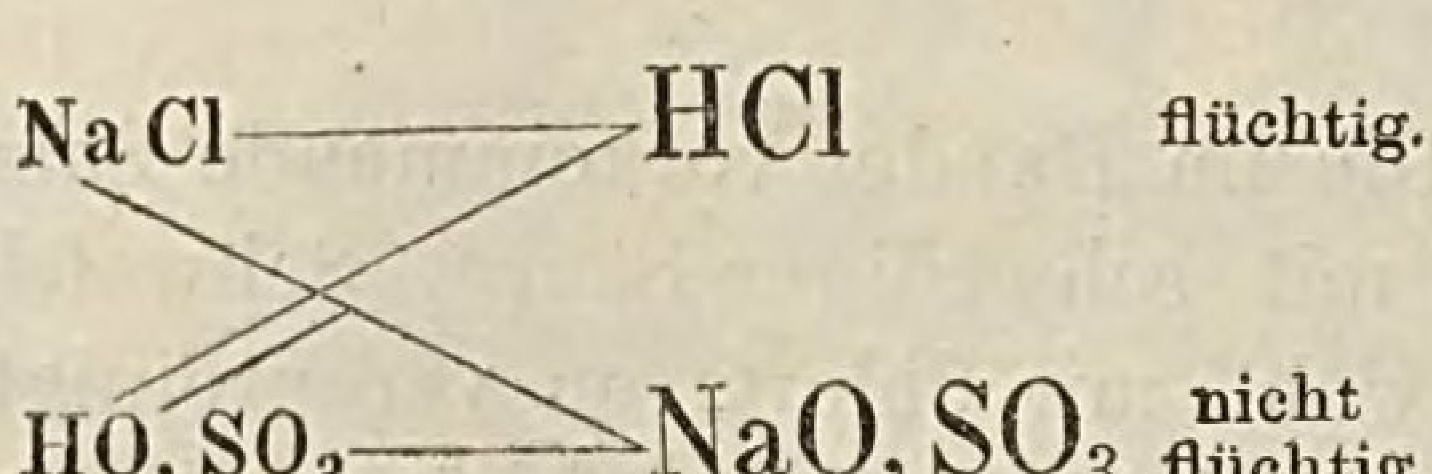
linder, in welche man wohl einige Centner Kochsalz auf einmal bringen kann. Das Gas leitet man in mehre mit einander ver-

Fig. 108.



bundene Flaschen oder Krüge, die mit Wasser angefüllt sind. Zuerst nimmt das Wasser der ersten Flasche so viel Chlorwasserstoffgas auf, als es vermag; ist es gesättigt, so geht das Gas in die zweite, dann in die dritte Flasche u. s. w. Dies ist eine sehr bequeme Methode, um Gasarten durch Flüssigkeiten zu leiten. Man nennt solche Gefässe, die gewöhnlich zwei oder drei Oeffnungen haben, Woulf'sche Flaschen. Das gerade Rohr in dem mittelsten Halse dient als Sicherheitsrohr, d. h. es verhindert das Zurücksteigen der Flüssigkeiten; entsteht ein verdünnter Raum in einer Flasche, so tritt durch dieses Rohr Luft in dieselbe hinein.

241. Bildung der Chlorwasserstoffsäure. Das Kochsalz besteht, wie schon bekannt, aus Chlor und Natrium; kommt zu diesem Wasser, so nimmt das Chlor Wasserstoff, das Natrium Sauerstoff von demselben auf, und es entsteht chlorwasserstoffsaures Natriumoxyd. Dieses wird durch die stärkere Schwefelsäure zersetzt, welche sich mit der Basis verbindet und die Chlorwasserstoffsäure austreibt. Das schwefelsaure Natron (Glaubersalz) bleibt als ein weisses Salz zurück; aus ihm stellt man die wichtige Soda dar.



Die Bestandtheile der luftförmigen Salzsäure sind Chlor und Wasserstoff zu gleichen Aequivalenten, sie wird also mit HCl bezeichnet. 2 Vol. H und 2 Vol. Cl geben 4 Vol. HCl.

Füllt man ein Glas halb mit Chlor und halb mit Wasserstoff voll und stellt es an einen dunklen Ort, so erfolgt keine Vereinigung, im Tageslicht erfolgt sie allmälig, im Sonnenlicht augenblicklich. Die Vereinigung ist im letzten Falle von einer heftigen Verpuffung begleitet, die oft das Glas zerschmettert; es ist daher nicht rathsam, diesen Versuch anzustellen. Er zeigt aber, dass auch das Licht manche Körper nöthigt, sich chemisch mit einander zu verbinden. Dass Chlorwasser im Licht Chlorwasserstoffsäure liefert, ist aus 172 bekannt.

Versuche mit Chlorwasserstoffsäure.

242. Metalle und Chlorwasserstoffsäure. *Versuch* a. Man werfe einige eiserne Nägel in ein kleines Kochfläschchen und giesse etwas Chlorwasserstoffsäure darauf: es entsteht ein lebhaftes Aufbrausen. Hat dies einige Minuten gewährt, so halte man einen brennenden Span an die Oeffnung des Glases: das entweichende Gas brennt, es ist Wasserstoff. Die Säure wird zerlegt, ihr zweiter Bestandtheil, das Chlor, verbindet sich mit dem Eisen. Das Eisen verschwindet, es löst sich auf, d. h. es vereinigt sich mit dem Chlor, und diese Verbindung ist löslich. Wenn das Brausen nachlässt, so erwärmt man das Glas durch heisses Wasser und giesst den Inhalt nachher auf ein Filtrum von weissem Fliesspapier. Die durchgelaufene Flüssigkeit wird an einen kühlen Ort gestellt; es setzt sich aus derselben ein Salz in grünlichen Krystallen ab, welches Eisenchlorür (FeCl), d. h. Eisen mit der geringsten Menge von Chlor, genannt wird.

Wie das Eisen, so werden auch viele andere Metalle in Salzsäure aufgelöst und in Salze (Chlormetalle) verwandelt.

243. Metalloxyde und Chlorwasserstoffsäure. *Versuch* b. In einem Probirgläschen übergiesse man Eisenrost mit Chlorwasserstoffsäure: er löst sich auf, aber ohne Gasentwickelung. Hier trifft der Wasserstoff der Säure einen Körper an, mit dem er sich verbinden kann, nämlich den Sauerstoff des Eisenoxyds; er vereinigt sich mit ihm zu Wasser. Die gelb-

braune Auflösung, welche schwer zum Krystallisiren zu bringen ist, giebt beim Eindampfen eine braune Salzmasse, die Eisenchlorid (Fe_2Cl_3) heisst. Dieses Salz enthält um die Hälfte mehr Chlor als die vorige. Die Salzsäure wird sehr oft zum Auflösen von Metalloxyden angewendet.

Dieselbe Verbindung, Eisenchlorid, erhält man, wenn man einige Krystalle von dem nach 242 gewonnenen Eisenchlorür in wenig Wasser auflöst und Chlorwasser zusetzt: die grünliche Flüssigkeit verwandelt sich in eine gelbe und giebt beim Verdampfen braunes Eisenchlorid. Das Chlor des Chlorwassers tritt hierbei an das Eisenchlorür und macht es zu Chlorid.

244. Natron und Chlorwasserstoffsäure. *Versuch* c. Man löse etwas Soda in Wasser auf: die Lösung macht rothes Probirpapier blau, sie reagirt basisch. Zu der Auflösung tröpfle man nach und nach Salzsäure: es wird ein Zeitpunkt eintreten, wo sie weder das rothe, noch das blaue Papier ändert. Die Salzsäure kann, ganz auf dieselbe Weise wie eine Sauerstoffsäure, Basen neutralisiren. Stellt man die Flüssigkeit an einen warmen Ort, so bleibt endlich ein Salz in kleinen Würfeln zurück. Durch diese Gestalt und durch den Geschmack erkennt man leicht, dass es Kochsalz ist. Auch hier hat sich der Sauerstoff der Basis mit dem Wasserstoff der Salzsäure zu Wasser verbunden, das Chlor aber mit dem Natrium zu Kochsalz. Die Kohlensäure der Soda entweicht unter Aufbrausen.

245. Reagens auf Chlorwasserstoffsäure. *Versuch* d. In ein Liter Wasser tröpfle man einen Tropfen Salzsäure und dann einige Tropfen Silberauflösung (aufgelösten Höllenstein): es entsteht eine weisse Trübung, in reinem Wasser nicht. Diese Trübung rührt von Chlorsilber her, welches ganz unlöslich in Wasser und Salpetersäure ist, dagegen durch Salmiakgeist leicht aufgelöst wird. Silberauflösung ist das genaueste Erkennungsmittel der Salzsäure und der salzsauren Salze.

Haloidsalze.

246. Ganz so wie Chlor verbinden sich auch die vier anderen Salzbilder oder Halogene mit Metallen zu Salzen; man nennt diese Art von Salzen Haloidsalze. Wie gezeigt worden, können sie dargestellt werden:

1) Durch Zusammenbringen eines Salzbilders mit einem Metalle (174).
2) Durch Auflösen eines Metalles in einer Wasserstoffsäure (242).
3) Durch Auflösen eines Metalloxydes in einer Wasserstoffsäure (243).

Wer die zwei zuletzt erwähnten Fälle aufmerksam betrachtet, findet es vielleicht auffallend, warum man nicht annimmt, es verbinde sich die Salzsäure ohne weitere Zersetzung mit der Basis, gerade so, wie es bei der Schwefelsäure und den übrigen Sauerstoffsäuren angenommen wird. Dies kann um deswillen nicht allgemein geschehen, weil viele Haloidsalze, wenn sie ganz trocken sind, weder Sauerstoff noch Wasserstoff enthalten. Das völlig getrocknete Kochsalz z. B. enthält kein Chlorwasserstoff, sondern Chlor, kein Natriumoxyd, sondern Natrium, wie man durch die genauesten Untersuchungen gefunden hat. Wenn dagegen die Haloidsalze Wasser enthalten oder in Wasser gelöst sind, dann kann man sie allerdings auch so betrachten, als ob sie aus einer Basis und einer Wasserstoffsäure beständen: denn es kommt auf Eins heraus, ob man sich den Wasserstoff im Wasser oder in der Wasserstoffsäure, den Sauerstoff im Wasser oder in dem Metalloxyde denkt. Eine Kochsalzauflösung kann hiernach ebenso gut als „Chlornatrium mit Wasser", wie als „chlorwasserstoffsaures Natriumoxyd" (salzsaures Natron) angesehen werden; $NaCl + HO$ kommt mit NaO, HCl überein.

Sonst nannte man die Verbindungen des Chlors mit den Metallen allgemein salzsaure Salze. Die Namen: salzsaurer Kalk, salzsaurer Baryt, salzsaures Eisen etc. bedeuten also dasselbe wie Chlorcalcium, Chlorbarium, Chloreisen etc. Wenn sich Chlor in mehren Verhältnissen mit einem Metalle verbindet, so heisst die Verbindung mit weniger Chlor Chlorür, die mit mehr Chlor Chlorid, die mit noch mehr Chlor Superchlorür oder Superchlorid (177). Ist Wasser in ihnen enthalten oder sind sie darin aufgelöst, so kann man die Chlorüre auch als salzsaure Oxydulsalze, die Chloride als salzsaure Oxydsalze ansehen, z. B.:

Eisenchlorür und Wasser ist so viel als salzsaures Eisenoxydul:

$$(FeCl + HO = FeO, HCl);$$

Eisenchlorid und Wasser ist so viel als salzsaures Eisenoxyd:

$$(Fe_2Cl_3 + 3HO = Fe_2O_3 + 3HCl).$$

Salpetersalzsäure oder Königswasser.

247. *Versuch.* Man bringe in ein Gläschen 5 Grm. Salpetersäure, in ein anderes 10 Grm. reine Salzsäure und lege in jedes einige Flitter von echtem Blattgold: sie lösen sich nicht auf. Schüttet man aber beide Flüssigkeiten zusammen, so verschwindet das Gold sehr bald, weil es aufgelöst wird. Das Gold gilt für den König der Metalle, daher der Name Königswasser. Dampft man die Flüssigkeit ab, so bleibt ein gelbes Salz übrig, welches aus Gold und Chlor besteht. Da die Salzsäure ihr Chlor von freien Stücken nicht an das Gold abtrat, so muss wohl die Vermuthung nahe liegen, dass sie von der Salpetersäure gezwungen wurde, dies zu thun. Der Vorgang wird leicht erklärlich, wenn man auf die Bereitung von Chlor aus Salzsäure und Braunstein zurückblickt. Die Salpetersäure wirkt gerade so auf die Salzsäure, wie der Braunstein (166); sie enthält, wie dieser, viel Sauerstoff und giebt ihn sehr leicht ab. Dies geschieht auch hier, und der freigewordene Sauerstoff entzieht der Salzsäure ihren Wasserstoff, indem er damit Wasser bildet. Es muss also Chlor frei werden, welches, als ein einfacher und starker chemischer Körper, sich sogleich mit dem ebenfalls einfachen Golde vereinigt. Die Salpetersäure wird dabei zu salpetriger Säure und Stickstoffoxyd, welche in gelben Dämpfen entweichen. Ausserdem erzeugt sich auch eine aus NO_2, Cl_2 bestehende, dunkelgelbe, gasförmige Verbindung.

Man braucht das Königswasser, um Gold und Platin aufzulösen, welche zwei Metalle von anderen Säuren nicht angegriffen werden.

Brom und Jod + Wasserstoff.

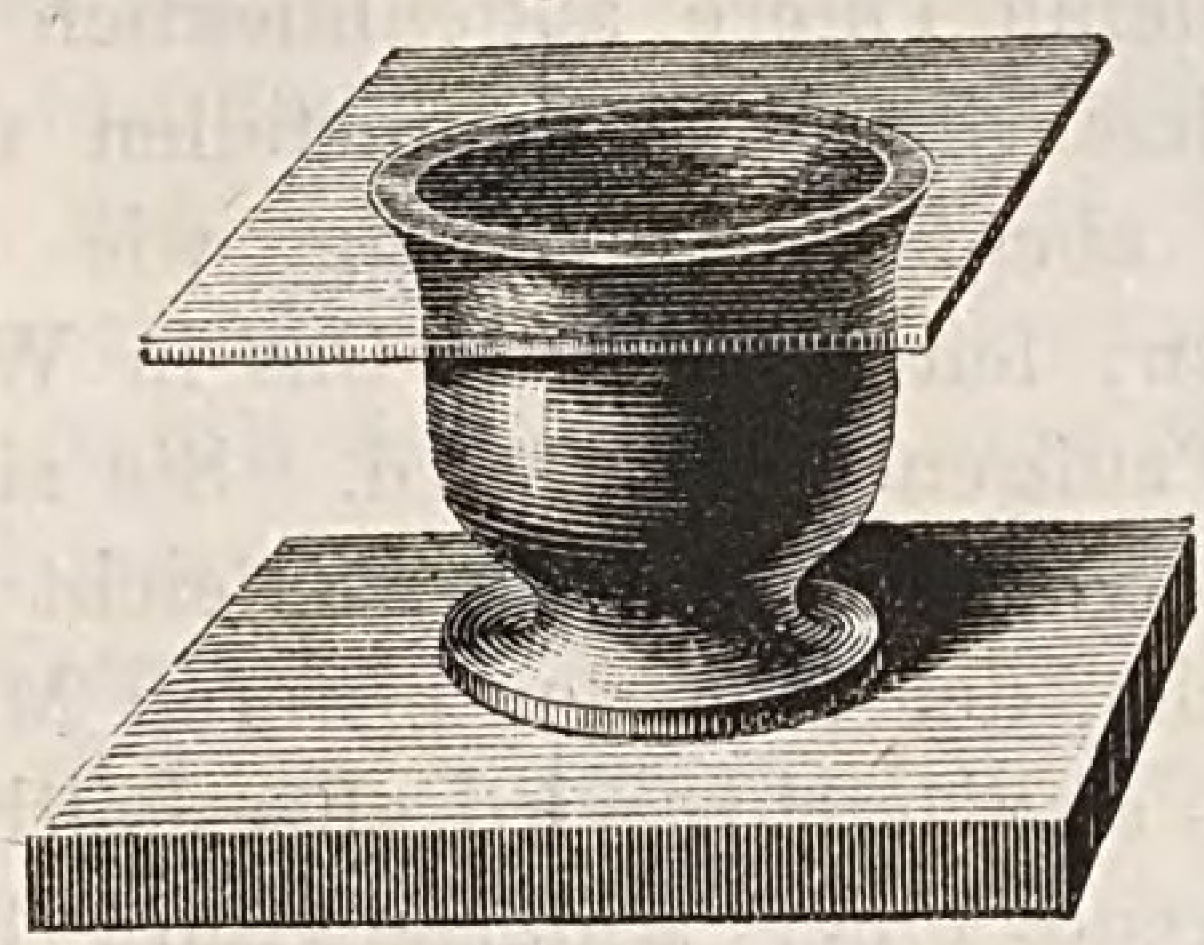
248. Brom- und Jodwasserstoffsäure (HBr und HJ). Diese beiden Säuren haben sehr grosse Aehnlichkeit mit der Salzsäure. Ihre Verbindungen mit Metallen heissen Brom- und Jodmetalle (Brom-üre und -ide, Jod-üre und -ide) oder bromwasserstoffsaure und jodwasserstoffsaure Salze, sie finden sich immer als treue Begleiter des Kochsalzes in der Natur, also in dem

Meerwasser und den Meerpflanzen, in den Salzquellen u. s. w., aber nur in sehr kleinen Mengen.

Fluorwasserstoff oder Flusssäure (HF).

249. Glasätzen. *Versuch.* Man stosse ein haselnussgrosses Stückchen Flussspath zu Pulver und schütte es in einen kleinen Mörser, den man zuvor mit einem geölten Papiere ausgerieben hat; dann giesse man so viel Schwefelsäure darauf, dass ein dünner Brei entsteht. Auf den Mörser deckt man ein mit Wachs überzogenes Stück Fensterglas, von dem man das Wachs an einigen Stellen durch Kritzeln mit einer Stricknadel entfernt hat. Nach einigen Stunden nimmt man den Wachsüberzug durch Abschmelzen und Abreiben mit Terpentinöl weg: die Stellen, wo das Glas bloss lag, werden geätzt erscheinen.

Fig. 109.



Flusssäure. Der Flussspath besteht aus Fluor und Calcium und wird durch die Schwefelsäure ganz auf dieselbe Weise zerlegt wie das Kochsalz; es entsteht Fluorwasserstoffsäure, gewöhnlich Flusssäure genannt, die in Dämpfen entweicht. Diese Säure hat die Eigenschaft, Kieselerde aufzulösen, sie entzieht daher letztere dem Glase da, wo es keinen schützenden Ueberzug hat, und das Glas wird dadurch rauh und matt. Man kann auf diese Weise Zeichnungen auf Glassachen hervorbringen, wie auch kieselsäurehaltige Mineralien zur Analyse aufschliessen. Leitet man die Dämpfe in Wasser, so erhält man flüssige Flusssäure, die gleichfalls zum Glasätzen und zum Aufschliessen der Silicate angewendet werden kann; man muss sich aber zu ihrer Darstellung bleierner oder platinener Geräthschaften bedienen, weil Glas- oder Porcellangefässe zerfressen werden. Zur Versendung derselben dienen Flaschen aus Guttapercha. Mit Fluorkiesel bildet die Flusssäure die als Reagens, z. B. zur Erkennung der Baryterde, dienende Kieselfluorwasserstoffsäure ($HF + SiF_2$).

Cyanwasserstoffsäure oder Blausäure (HCy).

250. Blausäure. Die grosse Aehnlichkeit, welche das aus Kohlenstoff und Stickstoff zusammengesetzte Cyan mit den Haloiden hat, giebt sich auch dadurch kund, dass es sich mit dem Wasserstoff zu einer Säure verbindet. Diese Verbindung ist die berüchtigte Blausäure oder Cyanwasserstoffsäure, von der einige Tropfen schon im Stande sind, kleine Thiere augenblicklich zu tödten. Sie wird, ähnlich der Salzsäure, aus Cyanmetallen und Schwefelsäure gewonnen und ist ebenfalls gasförmig wie die erstere. Um sie flüssig zu erhalten, leitet man das Gas in Wasser oder Weingeist, von denen es aufgenommen wird. Sie sieht dann farblos aus wie Wasser, und man erkennt sie leicht an ihrem starken, betäubenden Geruche, der dem der bitteren Mandeln sehr ähnlich ist. Sie zersetzt sich leicht, wird aber haltbar, wenn man ihr ein Minimum irgend einer anderen Säure beimischt. Ein so gefährlicher Körper darf nur von geübten Arbeitern dargestellt werden. In geringer Menge findet die Blausäure sich auch in manchen Samen, besonders in den bittern Mandeln und in den Kernen der Steinfrüchte, z. B. der Pflaumen, Kirschen, Aprikosen u. s. w.

Mit den Basen vereinigt sich die Blausäure zu Wasser und Cyanmetallen (Cyanüre und Cyanide), oder was dasselbe ist, zu blausauren Salzen. Bekannt von diesen sind besonders das gelbe Cyaneisenkalium (Blutlaugensalz) und das blaue Cyaneisen (Berlinerblau).

Rhodanwasserstoffsäure kann als eine Verbindung von Blausäure und Schwefel (Schwefelcyan + Wasserstoff) angesehen werden; sie färbt Eisenoxydsalze tief blutroth und ist das empfindlichste Reagens auf Eisenoxyd.

Rückblick auf die Wasserstoffsäuren.

1) Die Haloide oder Halogene: Chlor, Brom, Jod, Fluor und Cyan, bilden nicht nur mit dem Sauerstoff, sondern auch mit dem Wasserstoff Säuren.

2) Die Halogene haben den Wasserstoff viel lieber als den Sauerstoff, sie verbinden sich daher, wenn sie die Wahl haben, immer mit dem ersteren.

3) Der Wasserstoff vereinigt sich mit den Halogenen nur in einem Verhältnisse, es giebt daher von jedem derselben nur eine einzige Wasserstoffsäure.

4) Die Wasserstoffsäuren haben sämmtlich eine gleiche Zusammensetzung; sie bestehen immer aus 1 Aeq. Halogen (Radical) und 1 Aeq. Wasserstoff.

5) Chlorwasserstoffsäure, Fluorwasserstoffsäure etc. sind Säuren mit einfachem Radical, Cyanwasserstoffsäure und Rhodanwasserstoffsäure solche mit zusammengesetztem Radical.

6) Mit den Metallen vereinigen sich die Wasserstoffsäuren zu Chlormetallen, Brommetallen u. s. f., während ihr Wasserstoff entweicht.

7) Diese Verbindungen der Haloide mit den Metallen haben ganz die Eigenschaften von Salzen: man nennt sie aus diesem Grunde Haloidsalze.

8) Mit den Basen oder Metalloxyden vereinigen sich die Wasserstoffsäuren zu Haloidsalzen und Wasser.

9) Ist Wasser bei den Haloidsalzen zugegen, so kann man sie auch als Verbindungen von Wasserstoffsäuren mit Basen, oder als wasserstoffsaure Salze ansehen, ganz so, wie man die Sauerstoffsalze als Verbindungen von Sauerstoffsäuren mit Basen ansieht.

10) Viele Metalle können sich mit den Haloiden in mehren, gewöhnlich in zwei Verhältnissen verbinden, mit mehr (Chloride, Bromide etc.) und mit weniger (Chlorüre, Bromüre etc.); die ersteren entsprechen den Oxydsalzen, die letzteren den Oxydulsalzen.

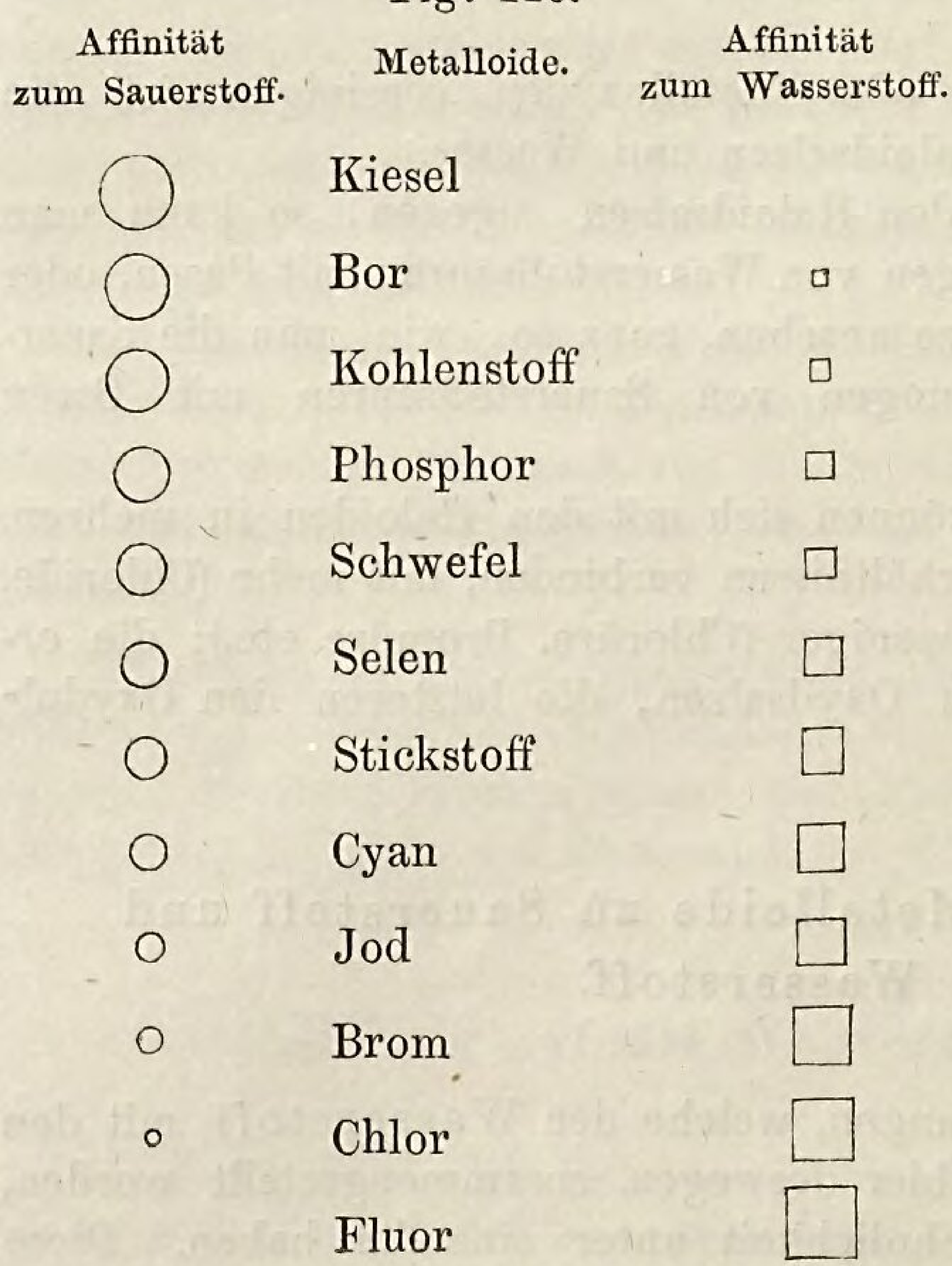
Affinität der Metalloide zu Sauerstoff und Wasserstoff.

251. Die Verbindungen, welche der Wasserstoff mit den Haloiden eingeht, sind hier deswegen zusammengestellt worden, weil sie die grösste Aehnlichkeit unter einander haben. Diese Verbindungen sind deutlich ausgeprägte starke Säuren. Die an

deren Nichtmetalle können sich zwar auch mit dem Wasserstoff vereinigen, sie bilden aber damit keine Säuren, mit alleiniger Ausnahme des Schwefels, dessen Verbindung mit Wasserstoff sich allerdings auch wie eine Säure, aber nur wie eine sehr schwache verhält (147). Bei dem Stickstoff tritt sogar das Gegentheil ein; dieser bildet mit dem Wasserstoff eine Basis, das Ammoniak. Die Verbindungen der übrigen Nichtmetalle mit dem Wasserstoff, die zum Theil schon bei den einzelnen Nichtmetallen besprochen wurden, zeigen weder basische noch saure Eigenschaften, sie heissen deswegen neutrale oder indifferente (unentschiedene) Körper. Sauerstoff und Wasserstoff bilden indifferentes Wasser; Kohlenstoff und Wasserstoff indifferentes Leuchtgas und Sumpfgas; Phosphor und Wasserstoff indifferentes Phosphorwasserstoffgas etc.

Die Verbindungen, welche der Sauerstoff mit den Nichtmetallen oder Metalloiden eingeht, sind zwar meistens Säuren, wir finden aber auch unter ihnen einige, welche einen indifferenten Charakter besitzen, nämlich: das Stickstoffoxydul und -Oxyd (NO und NO_2), und das Kohlenoxydgas (CO). Wie man sieht, sind es immer die Verbindungen mit der geringsten Menge Sauerstoff, denen die sauren Eigenschaften abgehen; erst mit der Vermehrung des Sauerstoffs erscheinen diese letzteren, und zwar am ausgeprägtesten in den Verbindungen, welche die grösste Menge Sauerstoff enthalten.

Fig. 110.



Da die Verbindungen, welche die Metalloide einerseits mit dem Sauerstoff, andererseits mit dem Wasserstoff eingehen, zu den wichtigsten und interessantesten chemischen Körpern gehören, so mag hier noch durch ein Schema (Fig. 110) die freilich nur ungefähre Stärke der Affinität angedeutet werden, welche die Metalloide zu diesen beiden Elementen haben. Die Grösse der Kreise soll die Verwandtschaft zum Sauerstoff, die der Vierecke die Verwandtschaft zum Wasserstoff versinnlichen. Man wird leicht finden, dass die Freundschaft der Metalloide für den Wasserstoff in dem Maasse zunimmt, als die für den Sauerstoff abnimmt, und umgekehrt.

Dritte Gruppe. Organische Säuren.

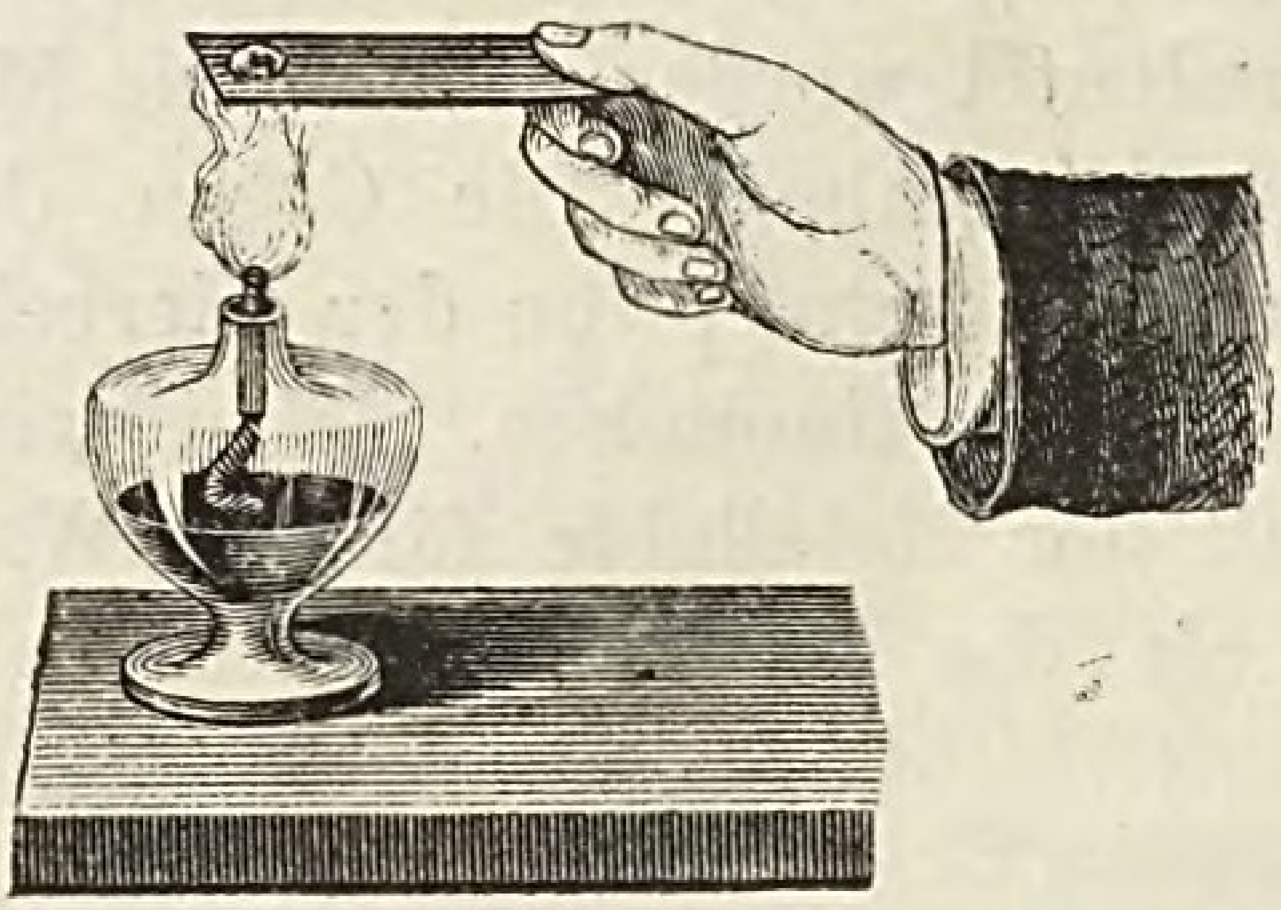
252. Die Sauerstoffsäuren und Wasserstoffsäuren werden gewöhnlich unorganische oder Mineralsäuren genannt, weil man sie vorzugsweise im unorganischen Reiche antrifft oder aus Mineralien künstlich darstellt. Es giebt ausserdem aber noch sehr viele andere Säuren, die man in Thieren und Pflanzen entweder fertig gebildet antrifft (Ameisensäure, Citronensäure etc.), oder aus organischen Stoffen künstlich erzeugt (Milchsäure, Essigsäure etc.). Solche Säuren heissen organische, oder auch vegetabilische und animalische Säuren. Sie haben in ihren Eigenschaften und Verbindungen die grösste Aehnlichkeit mit den unorganischen Säuren, keineswegs aber in ihrer Zusammensetzung. Hier sollen nur drei derselben, eine flüchtige und zwei nichtflüchtige, als Beispiele dieser Gattung von Säuren zur vorläufigen Betrachtung kommen; von ihrer Constitution kann erst in der zweiten Abtheilung dieses Werkes die Rede sein.

Weinsteinsäure oder Weinsäure ($HO, \overline{T}$).

253. Weinsäure verkohlt und verbrennt. *Versuch.* Man lege von der Weinsäure, welche in schiefen Säulen krystallisirt und das Ansehen eines Salzes hat, einen kleinen Krystall auf ein dünnes Platinblech, und erhitze ihn durch die Flamme einer Spirituslampe: er wird erst schmelzen, dann braun, endlich

schwarz werden und dabei einen stark brenzlichen Geruch verbreiten. Hält man während des Verkohlens ein trocknes, kaltes Glas über die Säure, so beschlägt es mit Wassertröpfchen; es ist also Sauerstoff und Wasserstoff darin. Den schwarzen Rückstand erkennt man schon durch das blosse Ansehen als Kohle, genauer noch dadurch, dass er bei weiterem Erhitzen vollständig verbrennt. Die Weinsäure hat hiernach in der Hitze grosse Aehnlichkeit mit brennendem Holze. In der That besteht sie auch aus denselben Elementen, nämlich aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff, nur in anderen Quantitätsverhältnissen. Alle Pflanzensäuren enthalten C, H und O (die Oxalsäure ausgenommen). Alle Pflanzensäuren verkohlen und verbrennen in der Hitze. Durch diese zwei Kennzeichen unterscheiden sich die organischen Säuren wesentlich von den unorganischen, die nur aus zwei Elementen bestehen und im Feuer weder verkohlen noch verbrennen.

Fig. 111.



254. Weinsäure fault. *Versuch.* Man übergiesse etwas Weinsäure mit wenig warmem Wasser: sie zergeht darin, denn sie ist im Wasser leicht löslich; die Lösung besitzt einen angenehmen, stark sauren Geschmack. Verdünnt man dieselbe mit mehr Wasser und stellt sie an einen mässig warmen Ort, so setzen sich Schleimflocken ab und der saure Geschmack verliert sich nach und nach, sie verfault. Auf ähnliche Weise werden alle organischen Säuren, wenn sie mit Wasser verdünnt sind, mit der Zeit zersetzt; unorganische Säuren erleiden diese Zersetzung nicht.

255. Basen und Weinsäure. *Versuch* a. Man versetze eine Lösung von Weinsäure allmälig mit Salmiakgeist: es tritt ein Moment ein, wo die sauren Eigenschaften der Weinsäure und die basischen des Salmiakgeistes verschwunden sind. Die Weinsäure kann sonach, gerade wie andere Säuren, Basen neutralisiren und damit Salze bilden. Das entstandene weinsaure Ammoniak ist leicht löslich.

Kali und Weinsäure. *Versuch* b. Zu einer Lösung von Pottasche tröpfle man bis nahe zum Neutralisationspunkte eine Lösung von Weinsäure: die Kohlensäure entweicht; die Flüssigkeit bleibt dabei klar, weil das gebildete neutrale weinsaure Kali ($KO, \overline{T}$) ein leicht lösliches Salz ist. Setzt man aber noch mehr Weinsäure zu, so trübt sich die Flüssigkeit und lässt kleine durchsichtige Krystalle in Menge fallen, welche in Wasser äusserst schwer löslich sind, sauer schmecken und noch einmal so viel Säure als das neutrale Salz, auch ausserdem noch Krystallwasser enthalten. Man nennt diese Krystalle saures oder zweifach weinsaures Kali ($KO, \overline{T}_2 + HO$), im gewöhnlichen Leben Weinstein, oder wenn sie zu Pulver gerieben sind, Cremor Tartari. Die Kalisalze können hiernach als Erkennungsmittel der Weinsäure gebraucht werden.

Weinstein in der Hitze. *Versuch* c. Erhitzt man das beim vorigen Versuche erhaltene krystallinische Pulver von Weinstein auf einem Platinbleche, so schwärzt es sich und verbrennt mit brenzlichem Geruch, wie die reine Weinsäure; es bleibt jedoch zuletzt eine weisse Salzmasse übrig, welche laugenhaft schmeckt, basisch reagirt und mit Säuren wie Pottasche braust. Die Säure verbrennt, das Kali nicht; beim Verbrennen der Säure bildet sich Kohlensäure, die sich mit dem Kali verbindet; es entsteht also wirklich Pottasche oder kohlensaures Kali. Alle Salze, die eine organische Säure (gebunden an ein Alkali oder eine alkalische Erde) enthalten, werden auf gleiche Weise in der Hitze zerstört und in kohlensaure Salze umgeändert.

256. Bereitung der Weinsäure. Aus dem Weinstein, den man in grossen Quantitäten aus den Weinländern erhält, wo er sich beim Lagern der Weine als eine graue oder röthliche Salzkruste in den Fässern ausscheidet, stellt man sich allgemein die Weinsäure dar. Man könnte diesem Salze zwar auf eine einfache Weise das Kali durch Schwefelsäure entziehen, allein man würde dann zwei auflösliche Körper erhalten, die sich nicht gut von einander trennen lassen. Aus diesem Grunde ersetzt man erst das Kali durch eine andere Basis, die mit der Schwefelsäure eine unlösliche oder doch sehr schwer lösliche Verbindung giebt, nämlich durch Kalk. Kocht man Weinstein mit Wasser und fügt

Kreide hinzu, so erhält man weinsauren Kalk als ein weisses, unlösliches Pulver; wird dieser nach hinlänglichem Auswaschen einige Zeit mit Wasser und Schwefelsäure an einen warmen Ort gestellt (digerirt), so tritt die letztere an den Kalk und bildet Gyps, während die frei gewordene Weinsäure sich im Wasser löst und aus der Lösung nach dem Abdampfen herauskrystallisirt.

Solche Umwege muss der Chemiker oft einschlagen, um ein Paar Körper von einander zu trennen, die beide gleich löslich im Wasser oder in einer anderen Flüssigkeit sind.

257. Bildung der organischen Säuren. Schwefelsäure können wir in Schwefel und Sauerstoff zersetzen; aus Schwefel und Sauerstoff können wir aber auch wieder Schwefelsäure zusammensetzen. Nicht so mit der Weinsäure; da gelingt nur das Einreissen, das Wiederaufbauen liegt ausser unserer Macht. Wir können die organischen Säuren (einige vereinzelte Fälle ausgenommen) nicht aus ihren Elementen künstlich darstellen. Wie sie sich in den Pflanzen und Thieren bilden, wissen wir noch nicht. Bei den Pflanzensäuren nur hat man so viel ermittelt, dass sie aus Kohlensäure und Wasser, den zwei Hauptnahrungsmitteln der Vegetabilien, entstehen. Durch welche Kraft aber und auf welche Weise diese zwei Körper gezwungen werden, in dem Weinstocke zu Weinsäure, in den Früchten des Citronenbaums zu Citronensäure, in den Aepfeln zu Aepfelsäure etc. zusammenzutreten, das ist uns gänzlich unbekannt. Wir stehen hier an einem Grenzsteine unseres Wissens; ob es uns vergönnt sein wird, diesen später einmal weiter hinauszurücken, müssen weitere Forschungen zeigen. Einstweilen muss man annehmen, dass die unbekannte Kraft, die aus dem Samenkorne Keime, Blätter und Blüten emporwachsen lässt — wir nennen sie Lebenskraft — auch im Stande sei, chemische Verbindungen und Zersetzungen hervorzubringen, so mächtig und so mannigfaltig, wie wir es in unseren Retorten und Schmelztiegeln nicht vermögen. In diesem Sinne betrachten wir die organischen Säuren, wie die organischen Stoffe überhaupt, als chemische Erzeugnisse der Lebensthätigkeit der Pflanzen und Thiere.

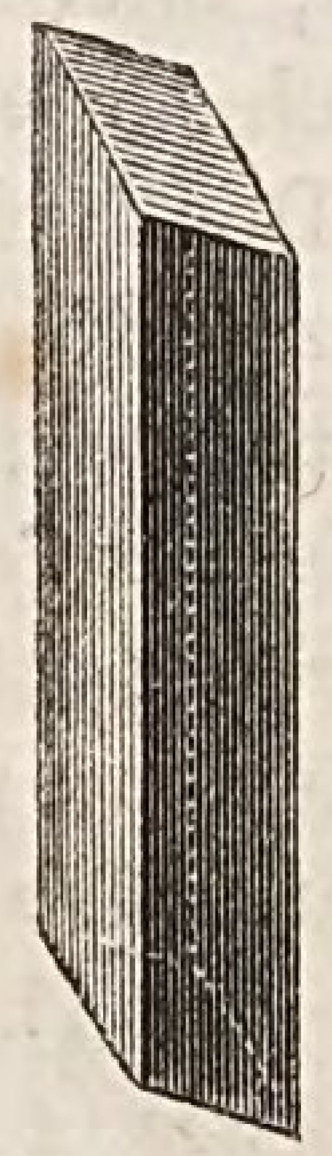
Um die organischen Säuren kurz zu bezeichnen, setzt man über ihren Anfangsbuchstaben einen horizontalen Strich. Der

lateinische Name für Weinstein ist Tartarus, das Zeichen für Weinsteinsäure $\overline{T}$.

Oxalsäure oder Kleesäure (HO, O oder HO, C_2O_3).

258. Darstellung. *Versuch.* Man erhitze an einem luftigen Orte in einer Porcellanschale 5 Grm. Zucker mit 30 Grm. gewöhnlicher starker Salpetersäure und 120 Grm. Wasser: es wird nach einiger Zeit eine starke Entwickelung von gelbrothen Dämpfen (NO_3) eintreten. Erscheinen diese bei fortgesetztem Kochen nicht mehr, so stellt man die Flüssigkeit an einen kühlen Ort: es werden sich farblose Krystallnadeln, schiefe rhombische Säulen, daraus abscheiden, die man durch Umkrystallisiren reinigt. Sie reagiren stark sauer und sind giftig; man nennt sie Oxalsäure oder Kleesäure, im technischen Leben wohl auch fälschlich Zuckersäure. Die Oxalsäure enthält, wie die meisten Säuren, Wasser chemisch gebunden, ohne welches sie nicht bestehen kann. Auf Platinblech erhitzt schmilzt sie und verbrennt unter Entzündung, ohne sich zu schwärzen oder etwas zurückzulassen. Das Product der Verbrennung ist Kohlensäure; aus C_2O_3 und O (aus der Luft) werden $2\,CO_2$.

Fig. 112.



259. Zerlegung der Oxalsäure. *Versuch.* Man übergiesse in einem Probirgläschen 1 Grm. Oxalsäure mit 3 Grm. rauchender Schwefelsäure und erwärme das Gemenge vorsichtig: es wird sich eine Luftart daraus entwickeln, die man durch Kalkwasser, welches sich in einem zweiten Probirgläschen befindet, streichen lässt. Die Hälfte des entweichenden Gases wird von dem Kalkwasser verschluckt, welches sich dadurch trübt; dies ist Kohlensäure (CO_2). Die andere Hälfte entweicht durch das offene Glasröhrchen und brennt, angezündet, mit bläulicher Flamme; dies ist Kohlenoxydgas (CO). Hört die Gasentwickelung auf, so hat man in dem ersten Gläschen englische Schwefelsäure; die Schwefelsäure hat also Wasser, nämlich das in der Oxalsäure enthaltene, chemisch gebundene Wasser, aufgenommen. Die Oxalsäure zerfällt, so wie sie ihr Wasser verliert, in die zwei erwähnten Luftarten; sie kann demnach angesehen werden als eine Verbindung

von 1 Aeq. CO_2
und 1 Aeq. CO, oder (addirt)
als C_2O_3.

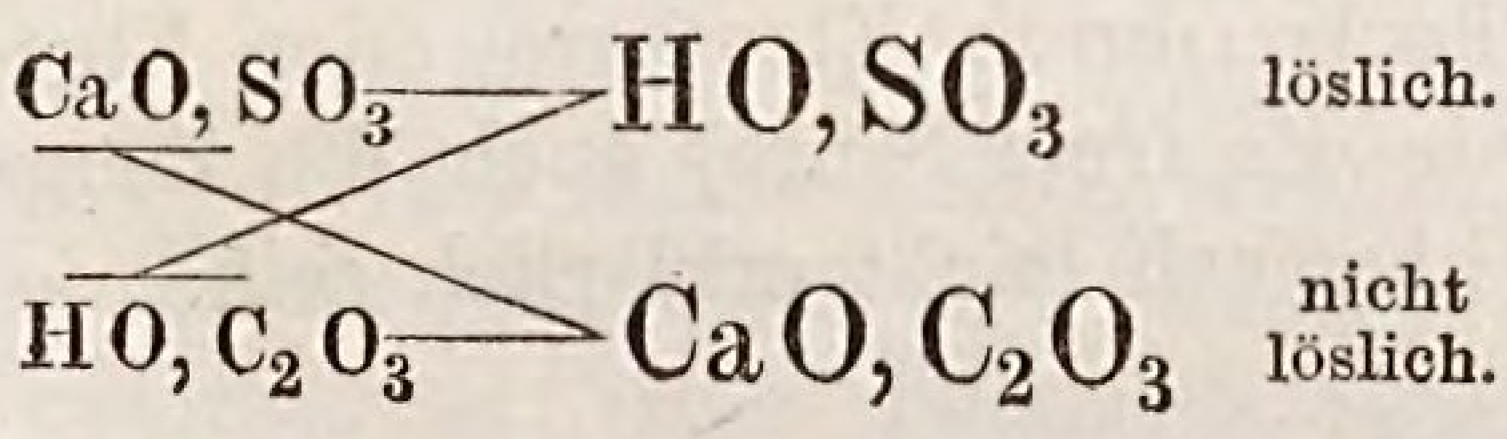
Vergleicht man diese Zusammensetzung mit der des Zuckers, so ergiebt sich, dass der Zucker noch mehr Kohlenstoff als die Oxalsäure, ausserdem aber auch noch Wasserstoff enthält; es muss demselben also ein Theil seines Kohlenstoffs und aller Wasserstoff entzogen werden, wenn er sich in Oxalsäure umwandeln soll. Dies geschah bei Versuch 258 durch den Sauerstoff der Salpetersäure, der mit ersterem Kohlensäure, mit letzterem Wasser bildete. Man kann den Vorgang hiernach als eine Verbrennung (Oxydation) auf nassem Wege ansehen. Der Zucker hat ganz genau dieselben Bestandtheile wie das Holz. Zündet man einen Holzspan an, so verbrennt im Anfange hauptsächlich Wasserstoff, weil dieser sehr leicht verbrennlich ist; zuletzt hauptsächlich Kohlenstoff, weil dieser schwerer verbrennt (132). Dieselbe Reihenfolge findet auch beim Kochen des Zuckers mit Salpetersäure statt: zuerst wird vorzugsweise der Wasserstoff, später erst der Kohlenstoff oxydirt; der letztere aber nur zum Theil, weil nicht genug Salpetersäure vorhanden ist, gerade wie auch Holz nur zum Theil verbrennt, wenn nicht genug Luft zugegen ist. Das halbverbrannte Holz (Kohle) verbrennt vollständig, wenn wir es länger an der Luft erhitzen; es wird zu Kohlensäure durch den Sauerstoff der Luft. Halbverbrannter Zucker (Oxalsäure) verbrennt vollständig, wenn wir ihn mit noch mehr Salpetersäure kochen; er wird zu Kohlensäure durch den Sauerstoff der Salpetersäure.

260. Kali und Oxalsäure. *Versuch* a. Zu einer heissen concentrirten Lösung von Pottasche tröpfle man eine heisse concentrirte Lösung von Oxalsäure, bis zur Neutralisation: es bildet sich neutrales oxalsaures Kali (KO, C_2O_3), ein leicht lösliches Salz. Setzt man nun noch einmal so viel Oxalsäure zu, als man gebraucht hat, so erhält man beim Erkalten harte Krystalle, die sauer reagiren; sie heissen saures oder zweifach oxalsaures Kali. 1 Aeq. Kali kann sich also auch mit 2 Aeq. Säure verbinden. Solche Salze mit 2 Aeq. Säure nennt man, wie schon früher erwähnt, saure Salze. Das saure oxalsaure Kali wird auch durch den Lebensprocess mancher Pflanzen

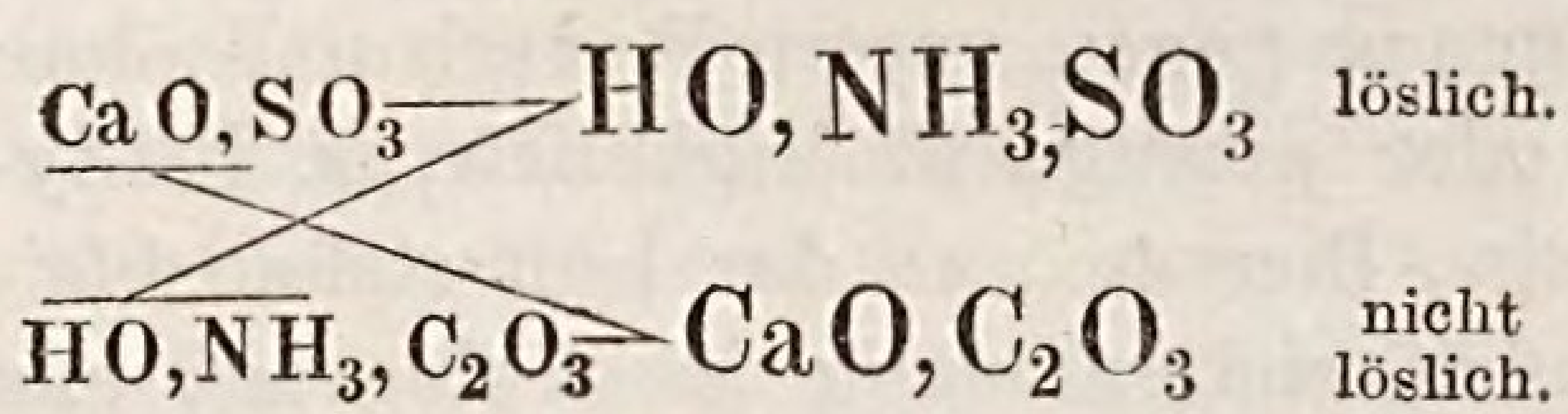
gebildet, es findet sich insbesondere reichlich in den Blättern des Sauerklees (Oxalis) und wurde sonst aus diesen gewonnen. Hieraus erklärt sich der gewöhnliche Name desselben: Kleesalz (Oxalium), und der Name: Klee- oder Oxalsäure. Das saure Salz ist viel schwerer löslich als das neutrale.

Versuch b. Man erhitze etwas Kleesalz auf einem Platinbleche: es wird ebenso wie der Weinstein, nur ohne Verkohlung oder Schwärzung, in kohlensaures Kali umgewandelt; die Oxalsäure verwandelt sich dabei, wie oben, in Kohlensäure und Kohlenoxydgas und ein Theil der ersteren verbindet sich mit dem Kali.

261. Kalk und Oxalsäure. *Versuch.* Man schüttle ein wenig Gyps mit Wasser, und lasse die Flüssigkeit sich wieder klären; das abgegossene Wasser hält nun ein wenig ($^1/_{400}$) Gyps aufgelöst. Wird zu diesem Gypswasser eine Lösung von Oxalsäure hinzugegossen, so erhält man nach kurzer Zeit einen Niederschlag von oxalsaurem Kalk; die Oxalsäure hat also zum Kalk eine grössere Affinität als die Schwefelsäure, da sie im Stande ist, die letztere auszutreiben.



Schneller und vollständiger erfolgt die Zersetzung, wenn man die Oxalsäure vorher mit Ammoniak (NH_3) neutralisirt, weil der Schwefelsäure dann ein anderer Körper dargeboten wird, mit dem sie sich lieber verbindet als mit dem Wasser; sie wird dadurch gleichsam willfähriger, den Kalk loszulassen. Die Oxalsäure ist das genaueste Reagens auf Kalk und Kalksalze. Der trockne oxalsaure Kalk lässt sich durch Erhitzung leicht in kohlensauren Kalk umwandeln.



262. Eisenoxyd und Oxalsäure. *Versuch.* Auf ein erbsengrosses Stück Eisenvitriol giesse man einige Esslöffel voll Wasser, und befeuchte mit der Auflösung ein Stück weisses Fliesspapier; hat sich dieses mit der Flüssigkeit durchzogen, so bestreiche man es noch mit Salmiakgeist (Ammoniak). Das Ammoniak entzieht dem Eisenvitriol die Schwefelsäure und es muss

daher auf und in dem Papier Eisenoxydulhydrat ausgeschieden werden, welches demselben eine grünliche Farbe ertheilt. Beim Trocknen wird das Eisenoxydulhydrat zu Eisenoxydhydrat, und damit das Grün zu Gelb. Auf ähnliche Weise färbt man oft Kleiderzeuge durch Eisenoxyd braun oder gelb. Nun reibe man etwas Oxalsäure mit Wasser zu einem dünnen Brei und betupfe mit diesem das gelbe Papier an mehren Stellen: die Farbe wird daselbst bald verschwinden und man erhält weisse Muster auf einem gelben Grunde. Die Oxalsäure löst das Eisenoxyd mit grosser Leichtigkeit auf und beide werden beim Spülen entfernt. Hierauf gründet sich der bedeutende Verbrauch dieser Säure in den Druckfabriken, wie gleicherweise ihre Anwendung zum Entfernen der Tintenflecke aus Wäsche oder Papier. Ein Hauptbestandtheil der Tinte ist Eisenoxyd; mit dem Auflösen desselben durch die Kleesäure verschwindet auch die schwarze Farbe der Tinte. Warum bei gelben und braunen Kleiderstoffen, die in der Regel dem Eisenoxyd ihre braune Farbe verdanken, beim Ausmachen der Tintenflecke durch Kleesäure oder Kleesalz (welches ebenso wirkt, wie die freie Säure) auch die Zeugfarbe mit verschwindet, wird hiernach leicht erklärlich sein.

Essigsäure ($HO, \bar{A}$).

263. Essig. Der bekannte Essig ist ebenfalls eine Pflanzensäure. Diese entsteht oft genug gegen unsern Wunsch und ohne unser Zuthun, wenn süsse oder geistige Flüssigkeiten, z. B. Syrupwasser, Obstbrühe, Wein, Bier etc., an der Luft stehen bleiben. Der Zucker verwandelt sich allmälig in Weingeist; aus dem Weingeist aber wird Essig, wenn er sich mit dem Sauerstoff der Luft verbinden kann. Wie dieses geschehe, kann erst später nach der Betrachtung des Zuckers und Weingeistes erörtert werden; hier soll bloss gezeigt werden, wie man sich aus dem schwachen Essig starke Essigsäure darstellt.

Unser gewöhnlicher Essig enthält in 100 Thln. nur 3 bis 6 Thle. Essigsäure, das Uebrige ist Wasser. Kocht man den Essig, so zeigt der saure Geruch des Dampfes schon, dass die darin enthaltene Säure flüchtig ist; wir können ihn daher nicht, wie andere Säuren, durch Verdampfen stärker machen; wohl aber ist dies auf folgende Weise möglich.

264. Bleioxyd und Essigsäure. *Versuch* a. Man schütte zu $1/2$ Liter ungefärbten Essigs 40 bis 50 Grm. Bleiglätte (Bleioxyd) und lasse die Mischung in einem Gefässe unter öfterem Umrühren einige Stunden an einem warmen Orte stehen. Dampft man alsdann die durch Stehen abgeklärte Flüssigkeit bis auf ein Drittel ein und lässt sie erkalten, so erzeugen sich säulenförmige Krystalle von essigsaurem Bleioxyd. Man nennt dieses Salz im gewöhnlichen Leben Bleizucker, weil es süsslich schmeckt. Durch das Bleioxyd, oder auch durch andere Basen, wird die Essigsäure so fest gehalten, dass sie beim Abdampfen nicht mehr, oder doch nur in geringer Menge, mit den Wasserdünsten entweicht.

Versuch b. Auf ein Stück Kohle wird etwas Bleizucker gelegt und durch das Löthrohr erhitzt: das Salz schmilzt zuerst in seinem Krystallwasser, dann bräunt es sich und verkohlt; die Essigsäure zersetzt sich dabei, wie die Weinsäure beim Erhitzen der weinsauren Salze (253). Ist sie vollständig verbrannt, so hat man auf der Kohle einige Kügelchen von Bleimetall. Das Bleioxyd wird nämlich auch zerlegt; die glühende Kohle entzieht ihm seinen Sauerstoff und bildet damit Kohlenoxydgas, welches entweicht, es muss demnach metallisches Blei übrig bleiben (Reduction oder Desoxydation).

265. Bereitung der Essigsäure. *Versuch.* 20 Grm. Schwefelsäure werden vorsichtig mit 20 Grm. Wasser vermischt und nach dem Erkalten in ein Kochfläschchen gebracht, in das man vorher 40 Grm. zerriebenen Bleizucker geschüttet hat. Man verbindet nun eine Glasröhre und Vorlage mit dem Fläschchen (Fig. 107) und destillirt bei gelinder Hitze aus dem Sandbade, bis ungefähr 30 Grm. Flüssigkeit übergegangen sind. Es findet hierbei eine einfache Wahlverwandtschaft statt: die starke Schwefelsäure tritt an das Bleioxyd und bildet damit eine weisse unlösliche Verbindung, welche zurückbleibt, während die in der Hitze flüchtige Essigsäure in Dampf verwandelt wird, der sich in der kalten Vorlage wieder zu flüssiger Essigsäure verdichtet.

266. Eigenschaften der Essigsäure. Die erhaltene Essigsäure ist farblos und schmeckt und riecht sehr sauer. Aus der

stärksten Essigsäure kann man durch Abkühlen sogar feste Krystalle erhalten (Eisessig); eine etwas verdünnte Essigsäure heisst concentrirter Essig.

Versuch a. Zu starker Essigsäure setze man einige Tropfen Nelkenöl und Zimmtöl: sie werden aufgelöst, wenn die Säure stark genug war. Man nennt diese Mischung Riechessig.

Versuch b. Uebergiesst man ein Stückchen mageres Rindfleisch (Muskelfleisch) mit Essigsäure, so wird es nach und nach weich und gallertartig. Auch der gewöhnliche Essig wirkt so, nur schwächer; es ist ja bekannt genug, dass mit Essig durchzogenes Fleisch, gekocht oder gebraten, sehr mürbe und leicht verdaulich (auflösbar) wird.

Auch die Essigsäure kann nicht ohne Wasser bestehen; 7 Thle. der stärksten Säure enthalten noch 1 Thl. chemisch gebundenes Wasser. Essig heisst im Lateinischen Acetum', das Zeichen für Essigsäure ist hiernach $= HO, \overline{A}$.

Um die essigsauren Salze zu erkennen, erwärmt man sie in einem Probirgläschen mit etwas concentrirter Schwefelsäure: es entwickeln sich dabei sauer riechende Dämpfe.

Rückblick auf die Pflanzensäuren.

1) Die Pflanzensäuren bestehen fast alle aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff und sind als Säuren mit zusammengesetztem Radical anzusehen.

2) Sie werden durch den Lebensprocess der Pflanzen erzeugt und finden sich in den Pflanzen entweder frei oder an Basen gebunden.

3) Manche davon kommen fast in allen Pflanzen vor, andere nur in gewissen Pflanzenfamilien oder Pflanzenarten.

4) Wir können dieselben nur in einzelnen Fällen aus ihren Elementen künstlich zusammensetzen, wie die unorganischen.

5) Viele Pflanzensäuren lassen sich zwar auch durch die Kunst nachbilden, in der Regel sind aber immer andere Pflanzenstoffe dazu nöthig, durch deren Verwandlung die Säuren entstehen.

6) Durch die Kunst vermag man aus Pflanzenstoffen viele

neue Säuren zu erzeugen, welche in den Pflanzen natürlich nicht vorkommen.

7) Die Pflanzensäuren werden in der Hitze verkohlt und endlich vollständig verbrannt (die unorganischen Säuren nicht); ebenso werden dieselben durch starke chemische Körper, durch Fäulniss, Verwesung u. a. sehr leicht zersetzt.

8) Die meisten Pflanzensäuren können nicht ohne Wasser bestehen (Constitutionswasser); dieses Wasser spielt darin die Rolle einer Basis.

9) Gegen Basen verhalten sich die Pflanzensäuren wie die unorganischen Säuren, sie bilden damit Salze.

10) Die pflanzensauren Salze werden ebenfalls durch die Hitze zerlegt: die Säure verkohlt und verbrennt, während die Basis, gewöhnlich mit Kohlensäure verbunden, zurückbleibt.

Verbindung der Säuren mit Basen und Wasser.

267. Säuren und Basen. Dass die Säuren durch Basen neutralisirt oder, wie man gewöhnlich sagt, gesättigt werden, ist schon durch mehre Versuche gezeigt worden, und diese Versuche haben zugleich gelehrt, dass jede Säure bei der Neutralisation immer nur eine festbestimmte Quantität von der Basis aufnimmt. Wie gross diese Quantität für jede Säure sei, das soll jetzt noch erörtert werden.

Durch die sorgfältigsten Untersuchungen hat man ermittelt, dass 100 Grm. Schwefelsäure genau 70 Grm. Kalk, oder 77,5 Grm. Natron oder 90 Grm. Eisenoxydul, oder 278,7 Grm. Bleioxyd brauchen, um neutralisirt zu werden. Weitere Untersuchungen führten zu der überraschenden Entdeckung, dass diese so ungleichen Mengen der genannten Basen doch genau dieselben Mengen von Sauerstoff enthalten.

Schwefel-säure.						Sauerstoff.
100 Grm.	neutralisiren	70 Grm.	Kalk;	diese enthalten		20 Grm.
100 „	„	77,5 „	Natron;	„	„	20 „
100 „	„	90 „	Eisenoxydul;	„	„	20 „
100 „	„	278,7 „	Bleioxyd;	„	„	20 „

u. a. m.

Es ergab sich als ein Gesetz für die Schwefelsäure: 100 Grm. davon brauchen immer eine Quantität Basis zur Sättigung, in der 20 Grm. Sauerstoff enthalten sind.

Noch deutlicher tritt diese auch für andere Sauerstoffsäuren geltende Gesetzmässigkeit vor Augen, wenn man die vorstehenden Basenmengen statt auf 100 Gewthle. Säure auf die durch die Aequivalentgewichte ausgedrückten Gewichtsmengen der Säuren bezieht und die beiderseitigen Sauerstoffmengen vergleicht. Es verbinden sich dann

mit 40	Grm.	(1 Aeq.) SO_3,	welche	24 Grm. O	enthalten:	
28	„	(1 Aeq.) CaO,	„	8 „ —	„	oder
31	„	(1 Aeq.) NaO,	„	8 „ —	„	oder
36	„	(1 Aeq.) FeO,	„	8 „ —	„	oder
111,5	„	(1 Aeq.) PbO,	„	8 „ —	„	u. s. f.

1 Aeq. Salpetersäure (NO_5), = 54 Grm., enthält 40 Grm. Sauerstoff und wird ebenfalls durch 28 Grm. CaO, 31 Grm. NaO, 36 Grm. FeO und 111,5 Grm. PbO neutralisirt.

1 Aeq. Kohlensäure (CO_2), = 22 Grm., enthält 16 Grm. Sauerstoff und wird durch dieselben je 8 Grm. Sauerstoff enthaltenden Basenmengen, also 28 Grm. CaO etc., gesättigt.

Hieraus ergiebt sich für die Verbindungen der Sauerstoffsäuren mit den Basen, d. i. für die (neutralen) Salze folgendes einfache Verhältniss zwischen dem Sauerstoff der Säure und dem der Basis:

in den schwefelsauren Salzen	wie	24 : 8	oder	wie	3 : 1	
„ „ salpetersauren	„	„	40 : 8	„	„	5 : 1
„ „ kohlensauren	„	„	16 : 8	„	„	2 : 1.

Weiter erhellt aus dem Vorhergehenden, dass die angegebenen Basenmengen nicht nur einer bestimmten Säure gegenüber, sondern allen (einbasischen) Säuren gegenüber gleichwerthig sind, d. h. dass 1 Aequivalent einer Säure sich immer mit 1 Aeq. Basis zu einem neutralen Salze vereinigt.

268. Säuren und Wasser. Auch das Wasser verhält sich den starken Säuren gegenüber wie eine Basis. In dem Schwefelsäurehydrat (HO, SO_3) ist der Sauerstoff der Säure zu dem des Wassers wie 3 : 1, in dem Salpetersäurehydrat (HO, NO_5) wie 5 : 1, gerade so wie bei den neutralen schwefelsauren und sal-

petersauren Salzen. Man könnte diese Hydrate als Salze bezeichnen, deren Basis Wasser ist. Ebenso könnte man sich den Vorgang bei der Neutralisation einer Sauerstoffsäure mit einem Metalloxyd (RO) so vorstellen, dass das letztere das Wasser verdrängt und sich an dessen Stelle mit der Säure vereinigt. Bei den Salzen der zwei- und dreibasischen Säuren wird es sich später zeigen, das das Wasser in der That Basen zu substituiren oder zu vertreten vermag. Verbinden Säuren sich in mehren Verhältnissen mit Wasser, so werden die einzelnen Wasseräquivalente mit verschiedener Kraft von ihnen festgehalten. (Vergl. Schwefelsäurehydrate und Phosphorsäurehydrate 211. 226).

Metalle.

I. Abtheilung.

Leichte Metalle.

Erste Gruppe: Alkalimetalle.

Kalium (K).

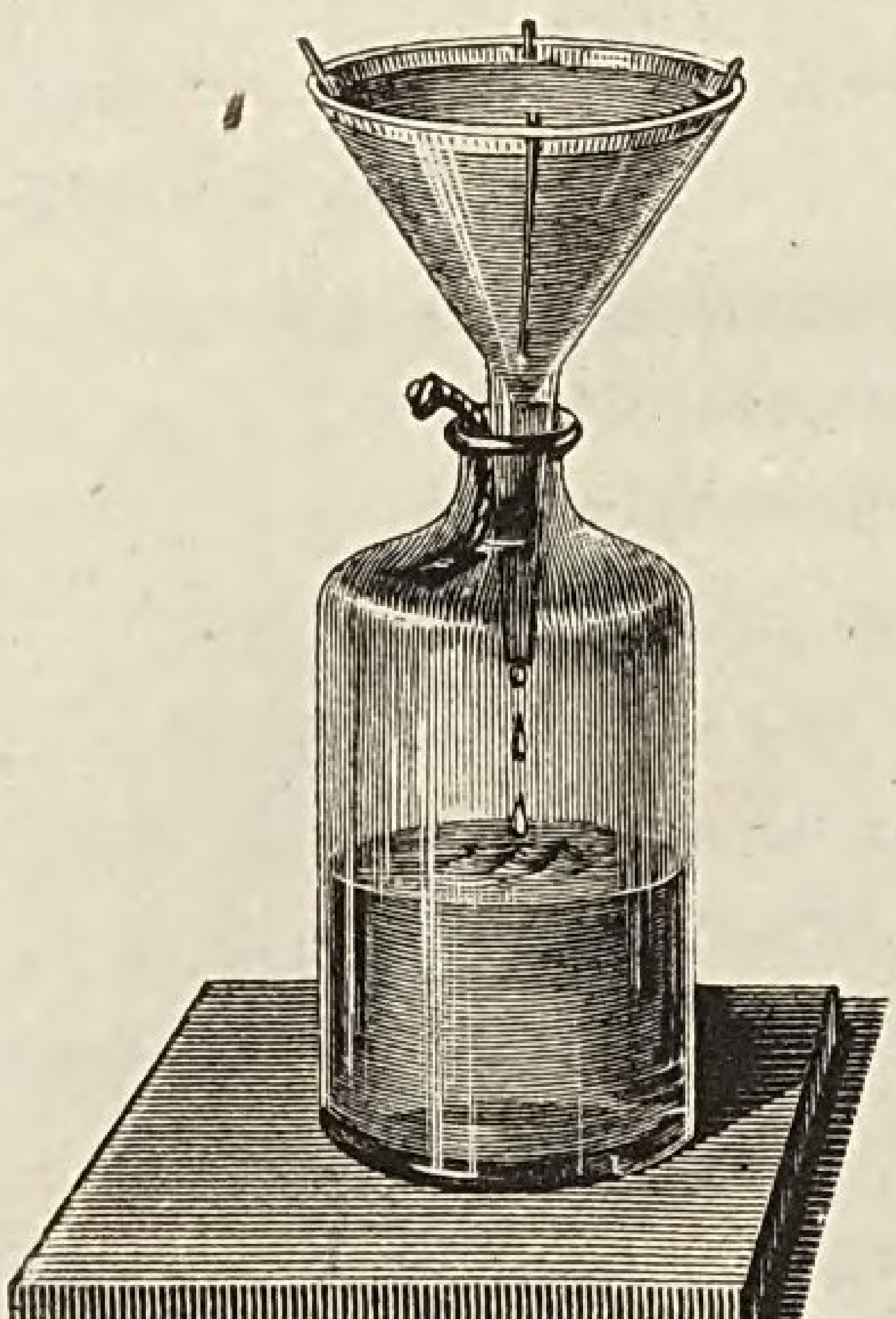
(Aeq.-Gew. = 39. [Pottaschenmetall.] — Specif. Gew. = 0,86.)

— 1807 von Davy entdeckt. —

Kohlensaures Kali oder Pottasche (KO, CO_2).

269. Bereitung. *Versuch.* Auf ein Filter von Fliesspapier, welches man in einen Trichter gelegt hat, wird eine Handvoll Holzasche gebracht und nach und nach heisses Wasser darüber gegossen; die durchgelaufene Flüssigkeit schmeckt laugenhaft und bläut rothes Probirpapier. Dampft man sie in einem Porcellanschälchen bis zur Trockne ein, so bleibt zuletzt eine graue Salzmasse übrig, die durch Glühen in einem kleinen Porcellantiegel weiss wird; man nennt sie rohe Pottasche. In holzreichen Gegenden, z. B. in Amerika, Russland etc., bereitet man sie auf ähnliche Weise im Grossen und bringt sie als eine vielgebrauchte Waare in den Handel.

Fig. 113.



In der Asche befinden sich alle die mineralischen Stoffe, welche die Pflanzen während ihres Wachsthums aus dem Erd-

boden aufnahmen; sie sind nicht flüchtig und bleiben daher zurück, während die eigentliche Holz- oder Pflanzenmasse verbrennt. Das Lösliche davon wird von dem Wasser aufgenommen (Pottasche und andere lösliche Salze), das Unlösliche (Kieselerde, unlösliche Salze und unverbrannte Kohlenstückchen) bleibt im Filter zurück. Die Holzasche war bisher das Grundmaterial, aus welchem man alle anderen Kaliverbindungen darstellte, da die directe Gewinnung derselben aus kalireichen Mineralien, z. B. dem Kalifeldspath, zu grosse Kosten verursachte. Dies ist plötzlich ganz anders geworden, denn es hat sich in dem Salzwerke Stassfurt eine so mächtige Vorrathskammer von Kali aufgethan, dass man dieses jetzt aus dem sogenannten Abraumsalze, d. h. den oberen Schichten dieses Lagers, fabrikmässig abscheidet.

270. Reinigung der Pottasche. *Versuch.* 20 Grm. käufliche Pottasche werden mit 20 Grm. kaltem Wasser übergossen, öfters umgerührt und dann eine Nacht hingestellt. Die Flüssigkeit wird durch Filtration von dem Bodensatze, der hauptsächlich aus Kieselerde besteht, getrennt, bis zur Hälfte eingedampft und abermals eine Nacht hindurch der Ruhe überlassen, wobei die meisten fremden Salze herauskrystallisiren. Als solche kommen in der rohen Pottasche vor: kieselsaures und schwefelsaures Kali, Chlorkalium, Chlornatrium u. a. Aus der nochmals filtrirten Flüssigkeit erhält man beim Abdampfen bis zur Trockne, wobei fortwährend mit einem Glasstabe gerührt wird, eine weisse, krümlige Salzmasse, gereinigte Pottasche.

Die Pottasche ist sehr leicht löslich, sie wird daher zuerst von dem Wasser aufgenommen und zuletzt wieder daraus abgeschieden; die anderen Beimengungen sind schwerer löslich, sie bleiben zum Theil ungelöst, zum Theil krystallisiren sie aus der Flüssigkeit heraus, ehe noch die Pottasche ans Krystallisiren denkt. Es sind dies zwei Methoden, durch welche man schwer lösliche Stoffe von leicht löslichen trennen kann.

271. Eigenschaften und Zusammensetzung der Pottasche. *Versuch* a. Man stelle in einem Schälchen eine Portion Pottasche in eine Stube, eine andere in einen Keller: die erstere wird feucht, die letztere zerfliesst. Beide Proben ziehen Wasser aus der Luft an, die in der trockneren Stubenluft weniger, die

in der feuchteren Kellerluft mehr. Die Pottasche ist ein sehr hygroskopisches Salz.

Lösende Kraft der Pottasche. *Versuch* b. Man koche in einem Töpfchen ein Stückchen grauer Leinwand und einige schmutzige oder fettige Kattun- oder Leinwandläppchen mit 10 Grm. Pottasche und 80 Grm. Wasser einige Zeit hindurch: die Flüssigkeit färbt sich dunkler, während die Läppchen heller und reiner werden. Was wir im gewöhnlichen Leben Schmutz nennen, ist Staub, der an Haut oder Kleidern etc. und zwar insbesondere dann festhaftet, wenn diese durch Schweiss feucht waren oder mit fettigen und anderen klebrigen Stoffen in Berührung kamen. Durch Pottasche können die letztgedachten Stoffe, wie auch der Farbstoff der rohen Leinwand, aufgelöst und entfernt werden. Hierauf beruht die vielfache Anwendung dieser Substanz zum Reinigen und Waschen.

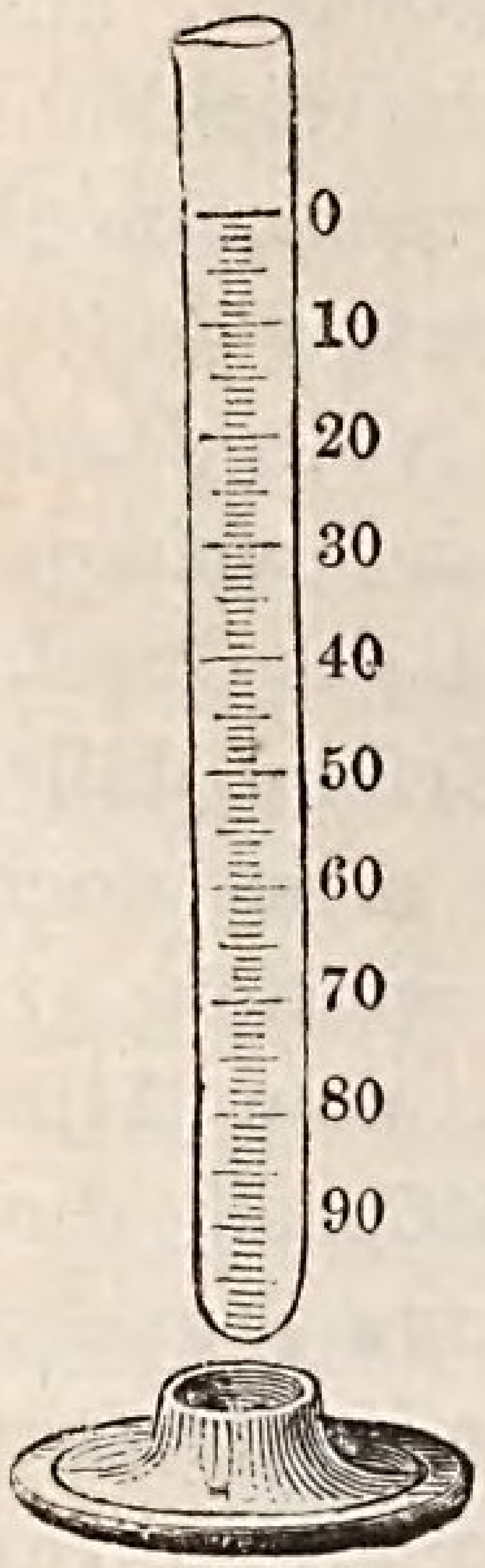
Bestandtheile der Pottasche. *Versuch* c. Ein Theelöffel voll Pottasche wird in einem Trinkglase mit Essig übergossen: es entweicht unter lebhaftem Aufbrausen eine Luftart, in der ein brennender Holzspan auslöscht. Diese Luftart ist die bekannte Kohlensäure; sie ist in der Pottasche mit dem basischen Kaliumoxyd oder Kali chemisch verbunden. Die Pottasche ist also ein Salz, kohlensaures Kali (KO, CO_2). Die schwache Kohlensäure ist nicht im Stande, die basischen Eigenschaften des Kalis vollständig aufzuheben, daher schmeckt die Pottasche laugenhaft und färbt rothes Lackmuspapier blau. Der Essig (wie Säuren überhaupt) kann das Kali völlig neutralisiren; setzt man so viel von ihm hinzu, bis weder rothes noch blaues Probirpapier verändert wird, filtrirt und verdampft die Flüssigkeit alsdann, so erhält man eine weisse Salzmasse, essigsaures Kali.

Man könnte meinen, dass die Kohlensäure, die so gern Luftform annimmt, durch Erhitzen leicht zu verjagen wäre; auffallender Weise aber hält die Freundschaft derselben zum Kali die härteste Feuerprobe aus. Die Pottasche verliert selbst in der stärksten Glühhitze ihre Kohlensäure nicht.

272. Prüfung der Pottasche. Die Pottasche kommt von verschiedener Güte und Reinheit im Handel vor. Um dieselbe auf ihre Güte zu prüfen, oder mehre Sorten davon mit einander zu vergleichen, wägt man sich 10 Grm. von jeder Sorte ab und

neutralisirt sie mit einer Säure. Da eine gute Pottasche mehr Säure braucht als eine schlechte, so kann man aus der Menge der verbrauchten Säure einen Schluss auf den Werth der Pottasche ziehen. Wer oft Pottasche zu prüfen hat, thut wohl, sich ein Alkalimeter anzuschaffen. Ein solches Instrument besteht aus einem in Grade getheilten (graduirten) Glascylinder, in dem man die Säuremenge, statt abzuwägen, abmisst. Hierzu muss man sich eine Probesäure anfertigen, die gerade so stark ist, dass ein Grad davon ein Decigramm reinen kohlensauren Kalis neutralisirt. Die Grade der verbrauchten Säure geben dann gleich den Gehalt der Pottasche an reinem kohlensauren Kali in Procenten an. Auf gleiche Weise ermittelt man auch die Güte der Soda.

Fig. 114.



Zweifach kohlensaures Kali ($KO, CO_2 + HO, CO_2$).

273. Leitet man in eine Auflösung von Pottasche Kohlensäure, so nimmt die erstere noch einmal so viel Kohlensäure auf, als sie schon hat, und es setzen sich Krystalle ab, in welchen auf 1 Aeq. Kali 2 Aeq. Kohlensäure und ausserdem noch 1 Aeq. Wasser enthalten sind. Diese Verbindung gehört sonach zu den sauren Salzen. Beim Erhitzen entweicht das zweite, weniger fest gebundene Glied der Verbindung, 1 Aeq. Kohlensäure und das Wasser, ebenso bei längerem Kochen einer Lösung dieses Salzes. Dies der Grund, warum man dem Salze nicht die einfachere Formel $KO, 2CO_2, HO$, sondern die einer Doppelverbindung (kohlensaures Kali und kohlensaures Wasser) giebt.

Kaliumoxyd oder Kali (KO).

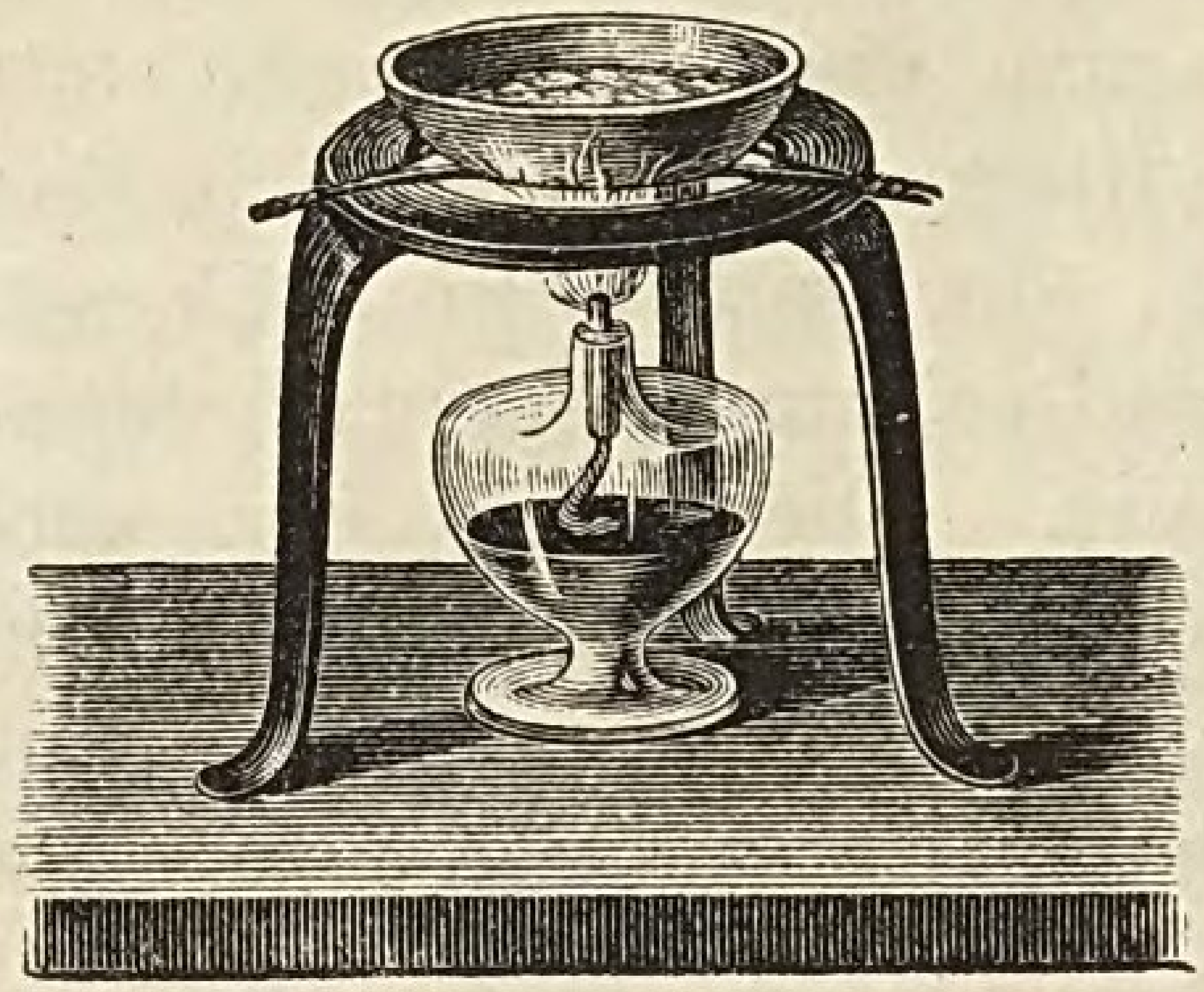
(Aeq.-Gew. = 47; als Hydrat = 56.)

274. Aetzkalilauge. Entzieht man der Pottasche die Kohlensäure, so bleibt Kali übrig.

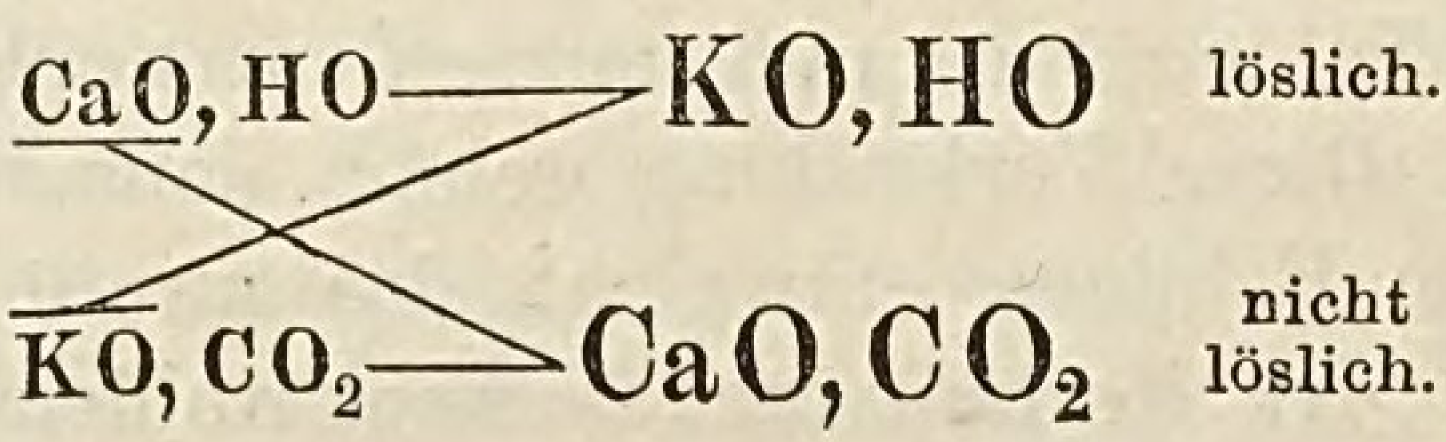
Versuch. Man lege 20 Grm. gebrannten Kalk in eine Schüssel, besprenge ihn mit warmem Wasser und lasse ihn so

lange stehen, bis er sich gelöscht hat, d. h. zu einem staubigen Pulver zerfallen ist. Dann bringe man 20 Grm. *Pottasche* in einer eisernen Schale mit $^1/_4$ Liter Wasser zum Kochen, und setze der Flüssigkeit nach und nach theelöffelweise die reichliche Hälfte des gelöschten Kalkes hinzu. Nachdem das Gemenge noch einige Zeit gekocht hat, schüttet man einen Theelöffel voll davon auf ein Filtrum von weissem Fliesspapier und giesst das Durchgelaufene in Essig. Erfolgt dabei ein Aufbrausen, so muss noch mehr Kalk zugegeben werden; erfolgt keins, so giesst man Alles in eine Flasche, verstöpselt dieses, und lässt sie einige Stunden lang ruhig stehen, damit der Satz sich am Boden ablagere. Die klare Flüssigkeit wird vorsichtig abgegossen und in einem wohlverstopften Glase aufbewahrt. Sie besteht aus Wasser, in welchem Kali aufgelöst ist, und heisst *Aetzkalilauge*.

Fig. 115.



Die Kohlensäure, welche vorher mit dem Kali verbunden war, ist während des Kochens an den Kalk getreten, wie man leicht aus dem Brausen ersehen kann, welches entsteht, wenn man Essig oder eine andere Säure auf den weissen Kalksatz giesst. Aus dem Kalk ist kohlensaurer Kalk geworden, aus dem kohlensauren Kali aber Kali. Der kohlensaure Kalk ist unlöslich, er setzt sich als ein weisses Pulver ab; das Kali ist löslich, es vereinigt sich mit dem vorhandenen Wasser.



Es muss hiernach scheinen, als sei der Kalk eine stärkere Basis als das Kali, da er dem letzteren die Kohlensäure wegnehmen kann; dies ist aber nicht richtig, denn in allen anderen Fällen ist das Kali stärker als der Kalk. *Es kann aber eine schwächere Basis einer viel stärkeren die Säure entreissen, wenn sie mit dieser ein unlösliches Salz bildet.* Der Kalk entzieht also dem Kali die Kohlensäure, nicht weil er eine grössere Affinität zu der Säure hat, sondern weil er

mit derselben eine unlösliche Verbindung (Kreide) giebt. In gleicher Weise vermag auch nicht selten eine schwächere Säure eine stärkere zu überwinden.

275. Kalihydrat oder Aetzkali (KO, HO). *Versuch.* Ein Theil der Aetzkalilauge wird in einem eisernen Schälchen (Glas und Porcellan werden angegriffen) eingedampft: das Wasser entweicht bis auf 1 Aeq., und es bleibt zuletzt eine weisse Salzmasse übrig, Kalihydrat. Durch stärkeres Erhitzen kann diese geschmolzen und in Stangen oder Platten ausgegossen werden (Aetzstein oder geschmolzenes Kali).

Das Aetzkali besteht aus einem Metalle (Kalium) und Sauerstoff (187). Ausserdem enthält es aber immer noch $\frac{1}{6}$ seines Gewichts Wasser (17 Proc.), welches selbst durch starkes Glühen nicht ausgetrieben werden kann; sein vollständiger Name ist demnach Kalihydrat (KO, HO). Dieses Wasser ist chemisch mit dem Kali verbunden, gleichsam als ob es eine Säure wäre. Das indifferente Wasser kann sich gegen starke Basen wie eine Säure, gegen starke Säuren wie eine Basis verhalten (268).

276. Eigenschaften des Kalihydrats. *Versuch* a. Man lasse etwas trocknes Kalihydrat an der Luft liegen: es wird bald feucht werden, ja zerfliessen, und nach längerem Liegen aufbrausen, wenn man eine Säure hinzugiesst. Das Kalihydrat hat zwei starke Leidenschaften: 1) zum Wasser, 2) zur Kohlensäure; beide saugt es aus der Luft auf und wird dann wieder zu kohlensaurem Kali oder Pottasche. Auch in Weingeist ist es löslich.

Kalihydrat wirkt ätzend. *Versuch* b. Man erwärme in einem Probirgläschen etwas weisses Fliesspapier, in einem anderen etwas graues mit Kalilauge: beide Papiere werden zerstört und aufgelöst, die Pflanzenfaser des weissen Papiers (Leinen oder Baumwolle) sehr langsam, die Thierfaser des grauen (Wolle) sehr schnell. Das Kali wirkt sehr ätzend oder kaustisch, namentlich auf thierische Stoffe. Das schlüpfrige Gefühl beim Reiben der Lauge zwischen den Fingern rührt von einer allmäligen Auflösung der Haut her.

Kalihydrat ist eine Basis. *Versuch* c. Man neutralisire Kalilauge einmal mit Salpetersäure, dann mit Salzsäure: man er-

hält im ersten Falle ein in Säulen krystallisirendes Sauerstoffsalz, Salpeter (KO, NO_5), im zweiten Falle ein in Würfeln krystallisirendes Haloidsalz, Chlorkalium (KCl) nebst Wasser. Die hierbei stattfindende Erwärmung zeigt an, dass das Kali sich mit grosser Energie mit den Säuren verbindet. Die meisten Kalisalze sind in Wasser löslich.

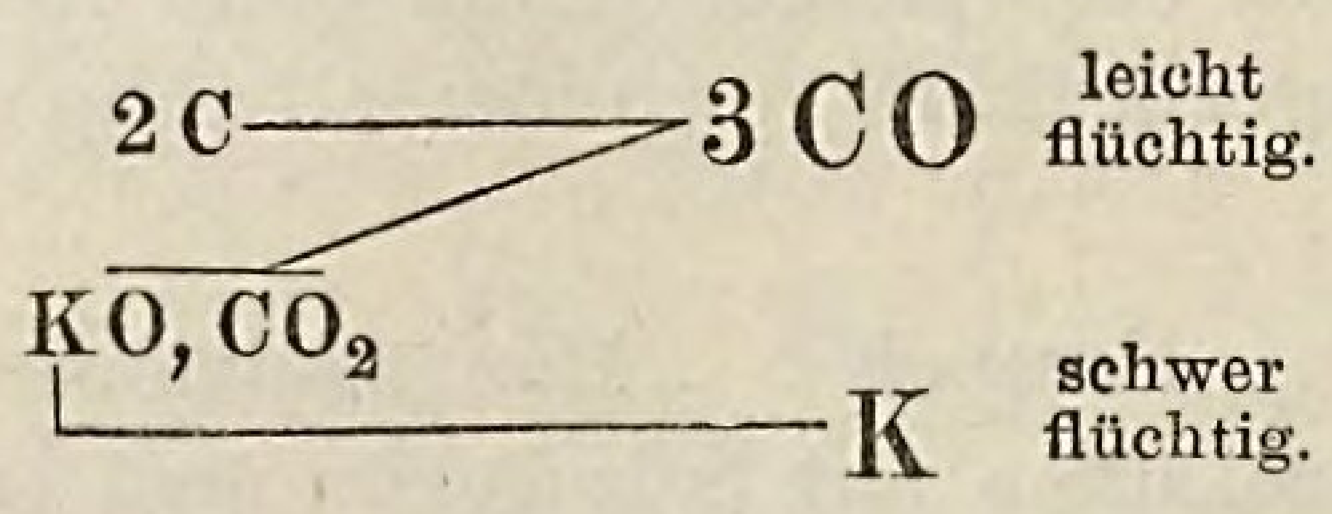
Kalihydrat ist eine starke Basis. *Versuch* d. Man löse ein Stückchen Kupfervitriol (schwefelsaures Kupferoxyd) in Wasser auf und tröpfle Kalilauge hinzu. Kali ist die stärkste Basis, welche wir kennen, sie entzieht daher dem Kupfervitriol die Schwefelsäure und bildet damit schwefelsaures Kali, welches gelöst bleibt. Das Kupferoxyd fällt, da es ohne eine Säure nicht in Wasser auflöslich ist, als Hydrat, d. h. mit Wasser chemisch verbunden, in Gestalt eines zarten, blauen Pulvers zu Boden und kann auf einem Filtrum gesammelt werden. Diese Methode wird sehr häufig angewendet, um aus Metallsalzen Metalloxyde auszuscheiden.

Kalihydrat bildet Seife. *Versuch* e. In einem Probirgläschen wird ein wenig Talg oder Fett mit Kalilauge gekocht: es entsteht nach und nach eine Vereinigung, es bildet sich Seife. Die mit Kali bereiteten Seifen bleiben weich, man nennt sie Schmierseifen.

Kalium (K).

277. Bereitung. Wird dem Kali der Sauerstoff entzogen, so bleibt Kalium übrig, ein Metall, welches eine so grosse Neigung hat, sich wieder mit Sauerstoff zu verbinden, dass es nur durch Uebergiessen mit Steinöl, einer Flüssigkeit, welche keinen Sauerstoff enthält, vor dem Oxydiren geschützt werden kann.

Um Kalium zu bereiten, erhitzt man gewöhnlich kohlensaures Kali mit Kohle in einer eisernen Flasche, die mit einem eisernen Abzugsrohr verbunden ist, bis zum heftigsten Weissglühen. Bei dieser Temperatur verbindet sich die Kohle mit dem Sauerstoff der Kohlensäure



und des Kalis zu Kohlenoxydgas, welches entweicht. Das freigemachte Kalium verwandelt sich gleichfalls in Dampf, den man in Steinöl leitet, worin er sich zu einer festen, jedoch knetbaren, silberähnlichen Masse verdichtet.

Bei der Kohlensäure ist gezeigt worden (201), dass bei schwacher Hitze das Kalium der Kohle den Sauerstoff entziehen kann; in hoher Hitze geschieht hier das Gegentheil. Aehnliche Verschiedenheiten kommen nicht selten bei chemischen Processen vor; sie zeigen, dass die Affinitäten der Körper zu einander durch die Temperatur sehr abgeändert werden.

278. Kalium zersetzt Wasser. *Versuch.* Man werfe ein erbsengrosses Stückchen von Kalium in eine Schüssel voll Wasser: es schwimmt unter lebhaftem Zischen auf dem Wasser und brennt dabei mit lebhafter, rother Flamme. Nach dem Verbrennen scheint es verschwunden, in der That aber findet es sich im Wasser, jedoch nicht mehr als Kalium, sondern als Kaliumoxyd — oder Kali (Kalihydrat), wie man leicht durch rothes Probirpapier erfahren kann, welches nun durch das Wasser gebläut wird. Es hat sich also während des Verbrennens mit Sauerstoff und Wasser verbunden; diesen Sauerstoff nahm es vom Wasser und dabei entstand eine so heftige Erhitzung, dass der zweite Bestandtheil des Wassers, das Wasserstoffgas, sich entzündete. Die rothe Farbe des letzteren rührt von Kaliumdampf her.

Zerschneidet man ein Stückchen Kalium, so erscheint es silberglänzend, es läuft aber sogleich an und verwandelt sich beim Liegen an feuchter Luft in kurzer Zeit in einen weissen Körper, in Kalihydrat. In diesem Falle entnimmt es den Sauerstoff und das Wasser aus der Luft.

Ausser dem Kaliumoxyd giebt das Kalium mit Sauerstoff noch ein gelbes Superoxyd (KO_4).

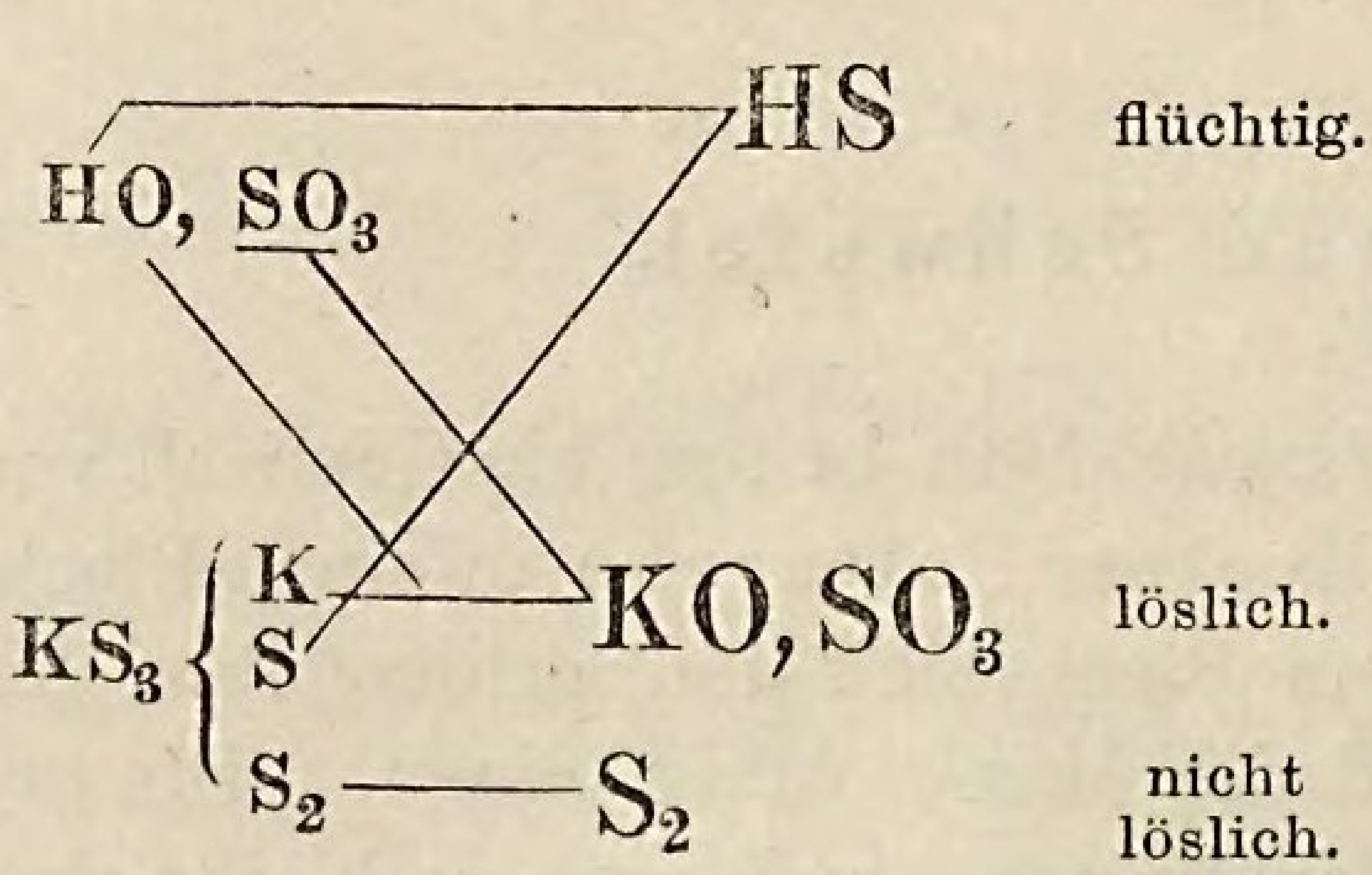
Kalium und Schwefel.

279. Schwefelleber. *Versuch.* Man bringe ein Gemisch von 3 Grm. Schwefel und 6 Grm. trockner Pottasche in einen Blechlöffel, bedecke diesen mit einem Blechstück und erhitze ihn, bis das Brausen aufgehört hat und die Masse ruhig fliesst. Die geschmolzene Masse sieht leberfarbig aus, und man gab ihr des-

wegen den Namen Schwefelleber; sie wird auf einen Stein gegossen und, falls sie sich entzünden sollte, mit einem Gefäss bedeckt, bis sie wieder ausgelöscht ist. Liegt sie einige Zeit an der Luft, so wird sie grünlich und feucht und entwickelt einen Geruch nach faulen Eiern. Der einfache Schwefel kann sich direct nicht mit der zusammengesetzten Pottasche verbinden, wohl aber dann, wenn diese ihre Kohlensäure und ihren Sauerstoff abgiebt. Dies geschieht. Die Kohlensäure entweicht unter Brausen, der Sauerstoff aber verbindet sich mit $^1/_4$ des Schwefels zu Schwefelsäure, die mit einem Theile des unzersetzten Kalis zu schwefelsaurem Kali zusammentritt. Die Schwefelleber ist demnach ein Gemenge von dreifach Schwefelkalium (KS_3) und schwefelsaurem Kali. Sie wird hauptsächlich zur Bereitung von Schwefelbädern angewendet. Wie man auf nassem Wege ein ähnliches Präparat erhält, ist 141 gezeigt worden.

Ausser der angegebenen Verbindung des Kaliums mit dem Schwefel giebt es noch drei andere, theils mit mehr, theils mit weniger Schwefel. Die niedrigste Schwefelungsstufe, einfach Schwefelkalium (KS), erhält man, wenn schwefelsaures Kali mit Kohle geglüht wird, welche letztere den Sauerstoff sowohl vom Kali als von der Schwefelsäure wegnimmt, indem sie damit Kohlenoxyd bildet, welches entweicht. Auf gleiche Weise werden alle schwefelsauren Salze durch Glühen mit Kohle zu Schwefelmetallen reducirt.

280. Zersetzung der Schwefelleber. *Versuch.* In einem Probirgläschen werden einige Stückchen Schwefelleber mit Wasser übergossen: man erhält eine gelbgrüne Lösung. Tröpfelt man zu dieser verdünnte Schwefelsäure, so entsteht eine starke Entwickelung von Schwefelwasserstoffgas, und die Flüssigkeit wird milchig, weil sich $^2/_3$ des Schwefels niederschlagen) Schwefelmilch).



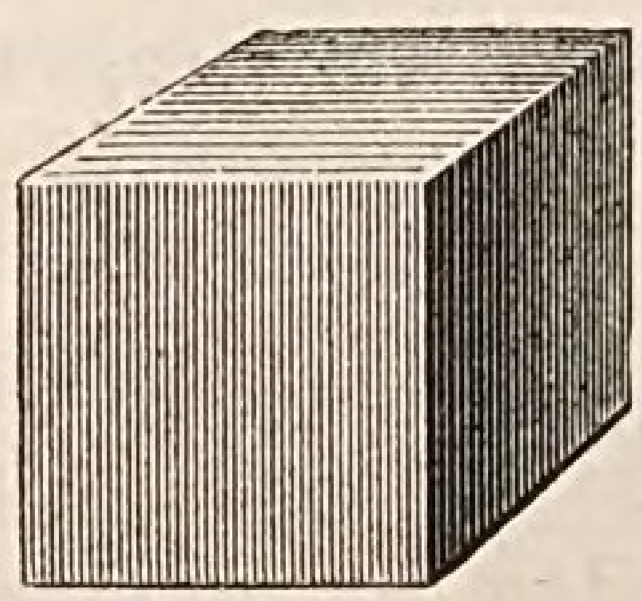
Hierbei findet eine Wasserzersetzung statt; der Sauerstoff des Wassers macht das Kalium zu Kali, welches sich mit der Schwefelsäure vereinigt, der Wasserstoff aber ent-

weicht mit $^1/_3$ des Schwefels als Schwefelwasserstoffgas. Aehnlich, nur langsamer, wirkt die Kohlensäure der Luft, und es erklärt sich hieraus, warum die Schwefelleber (ebenso der Rückstand beim Verbrennen des Schiesspulvers) von selbst einen Geruch nach faulen Eiern entwickelt, wenn man sie an der Luft liegen lässt. Setzt man eine Lösung derselben der Luft aus, so absorbirt das Schwefelkalium rasch Sauerstoff, und geht in unterschwefligsaures, zuletzt in schwefelsaures Kali über und Schwefel scheidet sich ab.

Chlorkalium (KCl).

281. Dieses Salz, dessen Bereitung schon 276, Versuch c angegeben worden, ist leichtlöslich und in Krystallform und Geschmack dem Kochsalz gleich. Kleine Mengen davon finden sich in dem Meerwasser und den Salzsoolen, grössere in dem Stassfurter Abraumsalz, welches als die eingetrocknete Mutterlauge eines früheren Meeresbeckens anzusehen ist. Der in diesem vorkommende Carnallit ist eine Doppelverbindung von Chlorkalium und Chlormagnesium, der Leopoldit oder Sylvin reines Chlorkalium. In Wasser gelöst kann man das Chlorkalium auch als salzsaures Kali ansehen, denn KCl + HO ist dasselbe wie KO, HCl.

Fig. 116.



Jod- und Bromkalium (KJ und KBr).

282. Diese zwei Salze krystallisiren ebenfalls in weissen Würfeln und werden theils als Arzneimittel, theils in der Photographie gebraucht. Durch Chlorwasser wird freies Jod und Brom aus denselben abgeschieden. Auch Ozon scheidet Jod aus Jodkalium ab (s. Ozonometer 160).

Versuch. Um zu zeigen, dass in dem letzteren Salze wirklich Jod enthalten sei, erhitze man ein wenig davon mit etwas Braunstein und einigen Tropfen Schwefelsäure in einem Probirgläschen: es entweichen violette Dämpfe. Behandelt man Kochsalz auf dieselbe Weise, so erhält man bekanntlich Chlor (168). Der chemische Vorgang ist in beiden Fällen gleich.

Cyankalium (KCy).

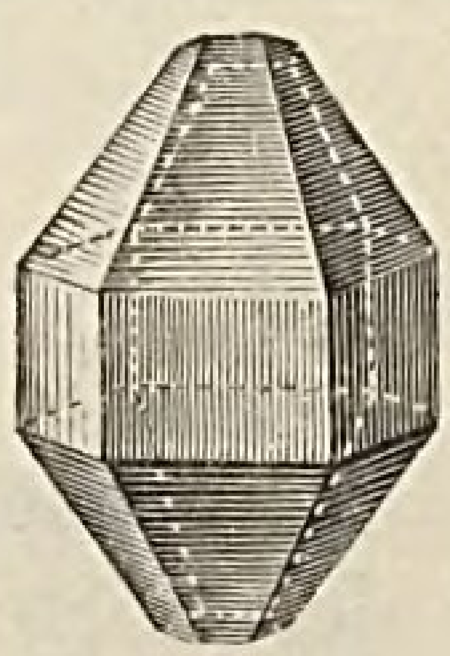
283. Ein höchst giftiges, in farblosen Würfeln krystallisirendes, nach Blausäure riechendes Salz, gewöhnlich geschmolzen als weisse Salzmasse vorkommend und dann etwas cyansaures Kali enthaltend. In der Glühhitze schmilzt es leicht und geht durch Sauerstoffaufnahme in cyansaures Kali über; hierbei kann es den meisten Metalloxyden den Sauerstoff entziehen, und wird deshalb als eins der stärksten Reductionsmittel bei Löthrohrversuchen benutzt; selbst aus vielen Schwefelverbindungen scheidet es die Metalle ab. Auf nassem Wege bildet es mit Metallen sehr gern Doppelcyanüre; so mit Eisen das gelbe und rothe Blutlaugensalz. Mit Cyangold und Cyansilber bildet das Cyankalium die Metalllösungen, deren man sich zur galvanischen Vergoldung und Versilberung bedient.

Rhodankalium oder Schwefelcyankalium wird als Reagens auf Eisenoxydsalze angewendet (250).

Schwefelsaures Kali (KO, SO_3).

284. *Versuch.* 20 Grm. Pottasche werden in 80 Grm. warmem Wasser gelöst und mit verdünnter Schwefelsäure neutralisirt; die filtrirte Flüssigkeit dampft man ab, bis sich ein Salzhäutchen zeigt, und lässt sie einen Tag lang ruhig stehen. Die gewonnenen harten Krystalle, abgestumpfte, sechsseitige Doppelpyramiden und andere Formen, sind schwefelsaures Kali; sie sind schwer löslich im Wasser und besitzen einen bitterlichen Geschmack. Dieses Salz macht einen Bestandtheil des bekannten Alauns aus.

Fig. 117.



Doppelverbindungen von schwefelsaurem Kali mit schwefelsaurer Talkerde (schwefelsaure Kalimagnesia) kommen im Stassfurter Abraumsalze unter den Namen Schönit und Polyhalit vor; auch der Kainit kann hierher gezählt werden.

Saures oder zweifach schwefelsaures Kali ($KO, SO_3 + HO, SO_3$) wird als Nebenproduct bei der Bereitung der Salpetersäure aus Kalisalpeter erhalten (184). Es schmeckt und reagirt sehr sauer und ist als eine Verbindung von schwefelsaurem

Kali mit Schwefelsäurehydrat anzusehen. Letzteres ist so fest gebunden, dass es erst in der Glühhitze entweicht und neutrales schwefelsaures Kali zurücklässt.

Salpetersaures Kali oder Salpeter (KO, NO_5).

285. Darstellung. *Versuch.* 20 Grm. Pottasche werden in 40 Grm. heissem Wasser gelöst und mit Salpetersäure neutralisirt; die Flüssigkeit wird nachher bis zum Kochen erhitzt, filtrirt und zum Erkalten hingestellt: es werden sich aus derselben säulenförmige Krystalle von Salpeter absetzen, die leicht löslich in Wasser sind, kühlend schmecken und sich an der Luft nicht verändern (siehe Fig. 26).

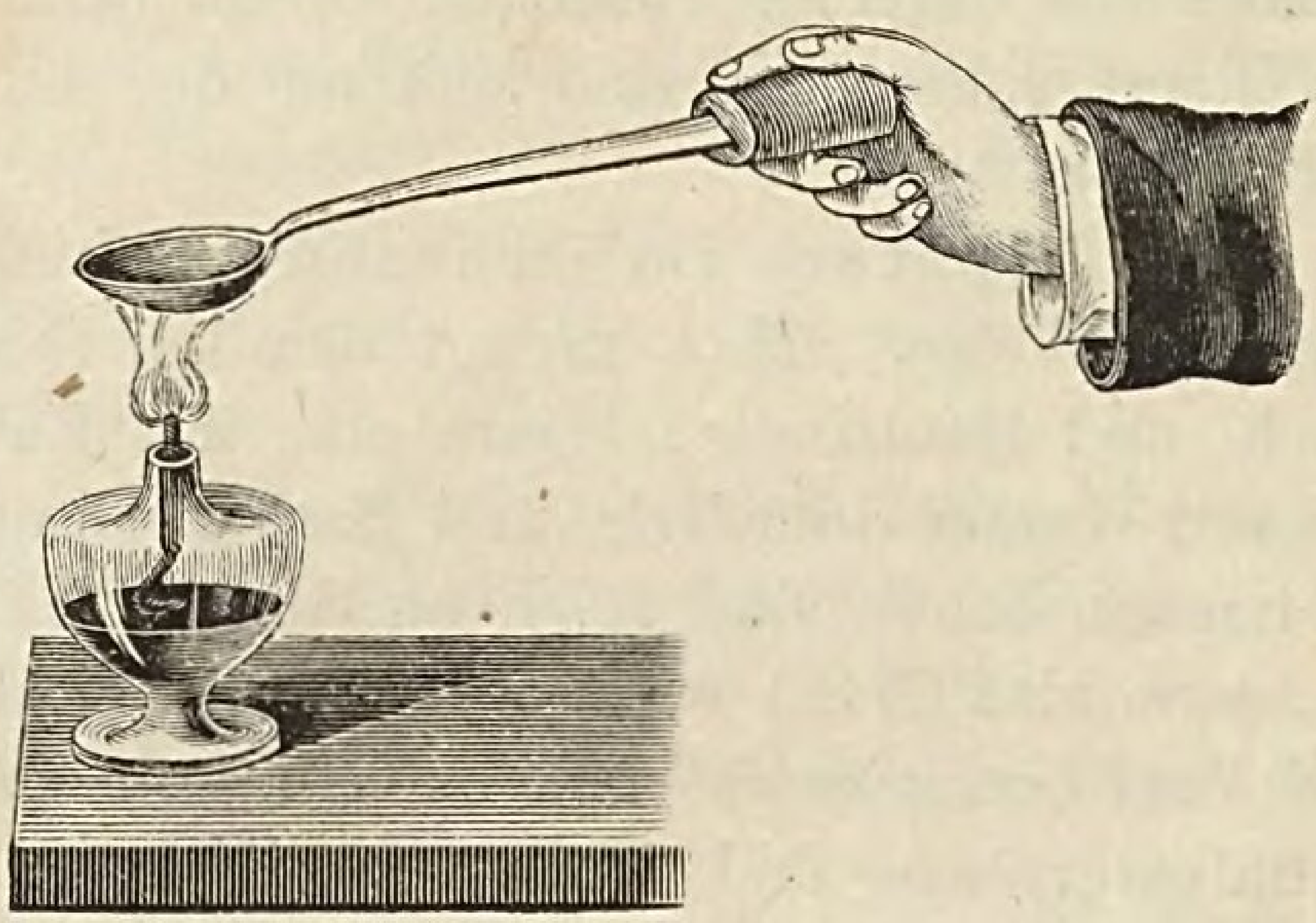
Die Darstellung des Salpeters im Grossen geschieht auf eine ganz eigenthümliche Weise. Man mengt nämlich thierische Stoffe, z. B. Fleisch- und Hauttheile, Haare etc., mit Kalk und Erde, besprengt sie mit Wasser oder Urin und lässt sie langsam verwesen. Die thierischen Stoffe sind reich an Stickstoff, der bei der Fäulniss zu Ammoniak (NH_3) wird, welches sich während der nachfolgenden Verwesung nach und nach durch den Sauerstoff der Luft zu Salpetersäure und Wasser oxydirt. Die entstandene Salpetersäure wird alsbald durch den Kalk gebunden. Verwesen thierische Stoffe ohne Kalk oder eine andere starke Basis, so entsteht nur Ammoniak und etwas salpetersaures Ammoniak; die starke Basis ist es also, welche den Stickstoff dazu disponirt, sich mit dem Sauerstoff zu verbinden (163). Nach Beendigung der Verwesung zieht man die Erde mit Wasser aus und erhält eine Lösung von salpetersaurem Kalk, welche durch Pottasche in lösliches salpetersaures Kali und unlöslichen kohlensauren Kalk umgewandelt wird. Man nennt solche Anlagen Salpeterplantagen; ihnen ähnlich sind die Compostanlagen der Gärtner und Landwirthe. Den meisten Salpeter bekommen wir aus Ostindien, wo er sich in manchen kalihaltigen Kalksteinen durch Verwesung stickstoffhaltiger Verbindungen von selbst bildet.

286. Eigenschaften des Salpeters. *Versuch* a. Man erhitze etwas Salpeter in einem Probirgläschen: er schmilzt; giesst man ihn tropfenweise auf einen kalten Stein aus, so erhält man Salpeterkügelchen. Bei stärkerem Erhitzen entweicht Sauer-

stoff, wodurch das salpetersaure Kali in salpetrigsaures Kali übergeht.

Versuch b. Man mische 2 Grm. Eisenpulver mit 1 Grm. Salpeter und erhitze die Mischung in einem Blechlöffel, dessen Stiel man in einen Kork gesteckt hat: es erfolgt ein lebhaftes Erglühen des Gemenges; das Eisen wird durch den Sauerstoff der Salpetersäure oxydirt, während der Stickstoff entweicht. Das übrig bleibende Kali kann durch Wasser aufgelöst werden. Der Salpeter eignet sich demnach sehr gut dazu, um aus Metallen Metalloxyde zu machen.

Fig. 118.



Versuch c. Legt man einen Salpeterkrystall auf eine glühende Kohle, so sprüht er lebhaft, er verpufft. Auch hierbei wird die Salpetersäure zersetzt und ihre plötzliche Verwandlung in zwei Luftarten ist die Ursache des erwähnten Sprühens. Der freiwerdende Sauerstoff findet aber in der Kohle einen Körper, mit dem er sich verbinden kann; die entweichenden Gasarten sind demnach Kohlensäure und Stickstoff. Ein Theil der gebildeten Kohlensäure vereinigt sich mit dem zurückbleibenden Kali. Aus KO, NO_5 und $2\frac{1}{2}$ C entstehen KO, CO_2, ferner $1\frac{1}{2} CO_2$ und N. Die rückständige, auf der Kohle festgeschmolzene Salzmasse reagirt basisch und braust mit Säuren, sie ist kohlensaures Kali oder Pottasche. Körper, die leicht anbrennen sollen, werden oft mit einer Auflösung von Salpeter getränkt, z. B. Feuerschwamm, Lunten etc.

Wird Salpeter mit Schwefelsäure erhitzt, so entweicht die Salpetersäure (184).

Thierische Stoffe werden durch Salpeter vor Fäulniss geschützt; man wendet ihn deswegen zum Einpökeln des Fleisches an.

Schiesspulver.

287. Bereitung. *Versuch* a. 24 Grm. Salpeterpulver, 4 Grm. Kohlenpulver und 4 Grm. Schwefel werden in einem Mörser genau gemischt; man nennt dieses Pulver Mehlpulver. Einige Messerspitzen davon werden auf einen Stein geschüttet und durch einen glimmenden Span entzündet: es entsteht eine lebhafte Verpuffung. Das übrige Pulver stosse man mit einigen Tropfen Wasser so lange zusammen, bis ein Teig entsteht, den man durch einen blechernen Durchschlag drückt. Die erhaltene, fadenförmige Masse wird, wenn sie halb trocken geworden, durch gelindes Reiben mit den Fingern zu kleinen Körnchen zertheilt; diese sind Schiesspulver.

Verpuffung. *Versuch* b. Man lege auf ein Stückchen Eisenblech etwas Schiesspulver und entzünde es: die Verpuffung erfolgt noch schneller, d. h. die Gasentwicklung noch plötzlicher, als bei dem Mehlpulver, weil das gekörnte Schiesspulver lockerer auf einander liegt und viel mehr Zwischenräume lässt als das pulverisirte. Man nahm bisher an, dass die Verbrennung des Schiesspulvers so erfolge, dass sich aus dem Kali des Salpeters Schwefelkalium erzeuge und dessen Sauerstoff auch noch zur Bildung von Kohlensäure verwendet werde, wie die Gleichung zeigt:

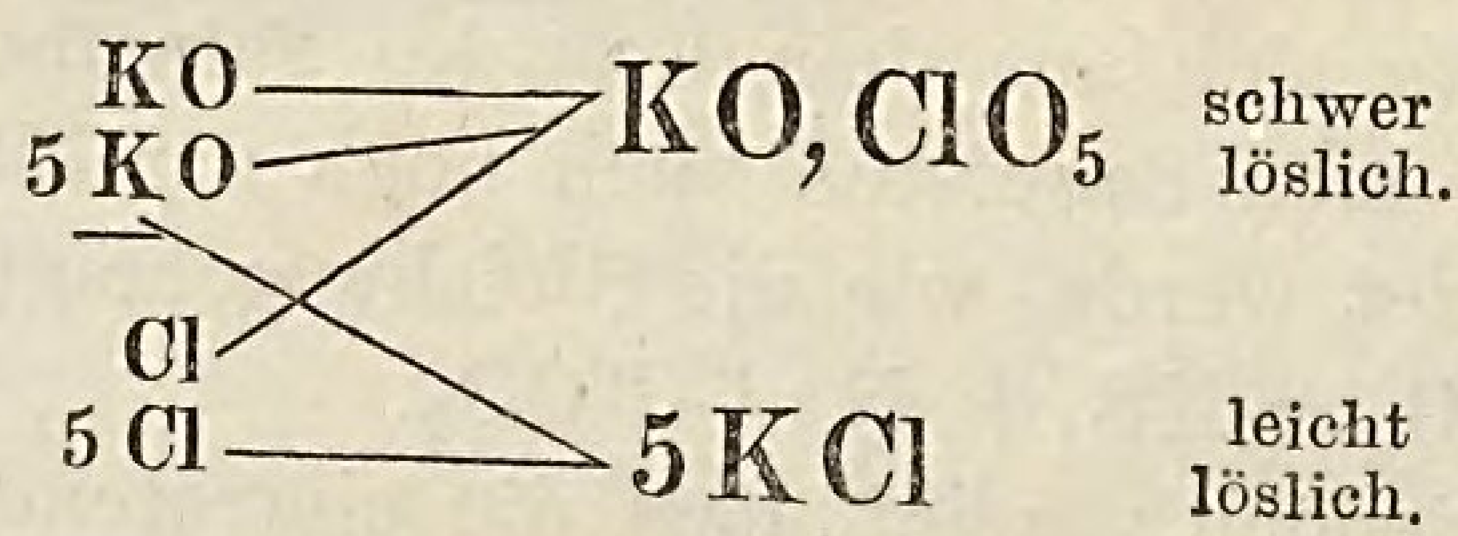
$$KO, NO_5 + S + 3C = KS + N + 3CO_2.$$

Neuere Untersuchungen haben jedoch gezeigt, dass die eintretende Zersetzung viel complicirter ist und dass einerseits der verbleibende feste Rückstand vorherrschend aus schwefelsaurem und kohlensaurem Kali mit nur sehr wenig Schwefelkalium besteht, andererseits aber sich neben dem Stickstoff und der Kohlensäure aus dem in der Kohle noch vorhandenen Wasserstoff und Sauerstoff auch noch andere Gasarten, nämlich freier Wasserstoff, Schwefelwasserstoff und Kohlenoxyd erzeugen. Geht die Verpuffung des Schiesspulvers in einem abgesperrten Raume, z. B. in einem Gewehre, vor sich, so wird sie zur Explosion oder Detonation. Die plötzlich aus dem Pulver entbundenen erhitzten Gase befinden sich hier in einem mehrhundertfach comprimirten Zustande und äussern daher vermöge ihrer Expansivkraft einen so mächtigen Druck auf die Wände des Gewehres und der Patrone aus, dass sie im Stande sind, entweder die letztere fortzuschleu-

dern oder den Lauf des Gewehres zu zertrümmern. Der bei der Verbrennung bleibende Rückstand wird bald feucht an der Luft, denn kohlensaures Kali und Schwefelkalium sind ein Paar hygroskopische Körper; er entwickelt einen Geruch nach faulen Eiern, denn aus dem Schwefelkalium erzeugt sich Schwefelwasserstoff (280); zugleich schwärzt sich das Eisenblech, weil es, ganz so wie bei Versuch d. 148, auf der Oberfläche zu schwarzem Schwefeleisen wird. Gleiches geschieht mit den eisernen Läufen der Schiessgewehre.

Chlorsaures Kali (KO, ClO_5).

288. Bereitung. Dieses Salz kann, wie schon seine Formel zeigt, gleichsam als ein Bruder des Salpeters angesehen werden; seine Gemüthsart aber ist im Vergleich zu diesem noch ungleich unbändiger und heftiger, da die Chlorsäure noch viel leichter zerlegt wird als die Salpetersäure. Um dasselbe zu bereiten, leitet man Chlorgas in eine heisse Auflösung von Kali. Der Vorgang dabei wird sich aus dem nebenstehenden Schema erklären: es bilden sich gleichzeitig zwei Salze: Chlorkalium und chlorsaures Kali; ersteres ist leicht löslich, letzteres schwer löslich, sie lassen sich daher durch Krystallisiren von einander trennen.



289. Eigenschaften. *Versuch* a. Durch blosses Erhitzen zerfällt das chlorsaure Kali sehr leicht in Sauerstoff und Chlorkalium; man benutzt es daher zur Sauerstoffbereitung, wie bei Nr. 60 gezeigt wurde. — Mit Metallen erhitzt, verwandelt es diese, dem Salpeter gleich (286), in Oxyde. — Mit Salzsäure erhitzt, liefert es Chlor. Dieses kommt aber nicht aus dem chlorsauren Kali, sondern aus der Salzsäure, welcher durch den Sauerstoff der Chlorsäure, auf dieselbe Weise wie durch den Sauerstoff des Braunsteins oder der Salpetersäure, ihr Wasserstoff entzogen wird (166. 247).

Verpuffung. *Versuch* b. Auf glühende Kohle gestreut, verpufft es noch lebhafter, als Salpeter; der freiwerdende Sauerstoff verursacht eine höchst energische Verbrennung der Kohle.

Zur Bereitung von Schiesspulver kann man dieses Salz nicht anwenden, weil durch die zu schnelle Verpuffung die Gewehre zu stark angegriffen werden; wohl aber ist es gerade deswegen sehr brauchbar in der Feuerwerkerei, insbesondere zur Hervorbringung von buntem Feuer. Beim Pulvern und Mischen desselben ist die grösste Vorsicht zu beobachten, da es schon durch starkes Reiben und Stossen explodiren kann. Will man es fein reiben, so muss man es jederzeit vorher mit einigen Tropfen Wasser anfeuchten; das Mischen mit anderen Stoffen nimmt man nur mit den Fingern vor.

Feuererzeugung. *Versuch* c. Man streue einige Krümelchen chlorsaures Kali in ein Becherglas und giesse ein wenig Weingeist, und nach diesem einige Tropfen Schwefelsäure hinzu: die Schwefelsäure treibt die Chlorsäure aus, welche sogleich zerfällt; dabei entsteht eine solche Erhitzung, dass sich der Weingeist entzündet.

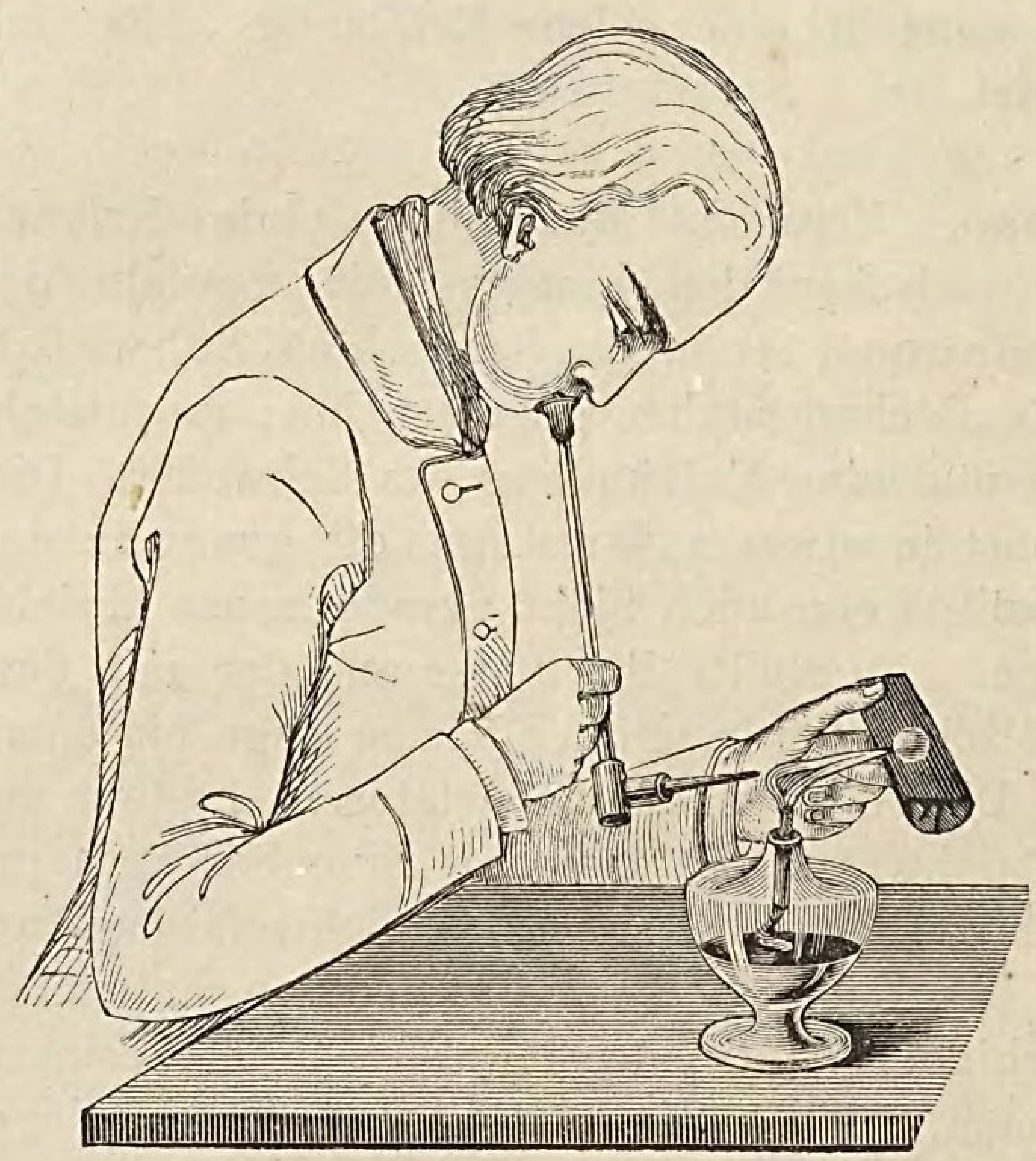
290. Zündhölzchen. *Versuch.* Man mische einige Krümelchen chlorsaures Kali zwischen den Fingern mit ungefähr der Hälfte Schwefelblumen und streue das Gemisch auf Schwefelsäure, die man in ein Bechergläschen gegossen hat: es entsteht ein lebhaftes Knistern und eine Entzündung des Schwefels. Dieser Versuch wurde sonst in etwas anderer Art oft genug in den Haushaltungen angestellt, wenn auch nicht gerade in der Absicht, um Chemie zu studiren. Es stellte ihn Jeder an, der mit dem durch die Reibzündhölzchen verdrängten Fixfeuerzeuge ein Zündhölzchen anbrannte. Die rothe Masse an letzterem besteht aus chlorsaurem Kali und Schwefel, die man mit Zinnober roth gefärbt hat; in dem Zündfläschchen aber ist mit Schwefelsäure angefeuchteter Asbest. Der Asbest soll nur das zu tiefe Eintauchen der Zündhölzchen verhindern. 10 Thle. Schwefel, 8 Thle. Zucker, 5 Thle. Gummi arabicum, 2 Thle. Zinnober und 30 Thle. feingeriebenes chlorsaures Kali geben mit Wasser eine gute Zündmasse, mit welcher man die zuvor in geschmolzenen Schwefel getauchten Hölzchen überkleidet. Statt durch Schwefelsäure kann die Entzündung solcher Hölzchen auch durch auf Holz gestrichenen rothen Phosphor bewirkt werden.

Kieselsaures Kali (Kalisilicate).

291. Das natürlich vorkommende kieselsaure Kali ($KO, 3 SiO_2$) macht einen wesentlichen Bestandtheil vieler Mineralien, namentlich des Feldspaths und Glimmers, wie des Erdbodens, aus. Obwohl in reinem Wasser unlöslich, wird es doch durch kohlensäurehaltiges Wasser bei der Verwitterung langsam gelöst löslich (KO, SiO_2) und gelangt auf diese Weise einerseits in die Quellwässer, die immer kleine Mengen davon enthalten, andererseits in die Pflanzen, die beide Bestandtheile zu ihrer Ernährung erfordern.

Versuch. Zur künstlichen Bildung von kieselsaurem Kali schmelze man auf einer Holzkohle durch die Löthrohrflamme etwas Kali mit Sand zusammen: man erhält es in diesem Falle in glasartig-amorpher Form. Viel Sand mit wenig Kali giebt ein fast ganz unlösliches Glas, den Hauptbestandtheil des deutschen Flaschen- und Fensterglases (316). Viel Kali mit wenig Sand liefert dagegen das sogenannte Wasserglas, welches bei längerem Kochen mit Wasser eine dickliche Lösung giebt, welche als ein feuersichernder Anstrich für Holz, Leinwand etc., oder zur Herstellung eines wasserdichten Ueberzuges auf Holz- und Mauerwerk, oder zur Fixation von Frescogemälden, oder als ein billigeres Surrogat der Seife beim Reinigen der Wäsche Anwendung findet. In 235 ist die Bereitung einer solchen Lösung auf nassem Wege angegeben.

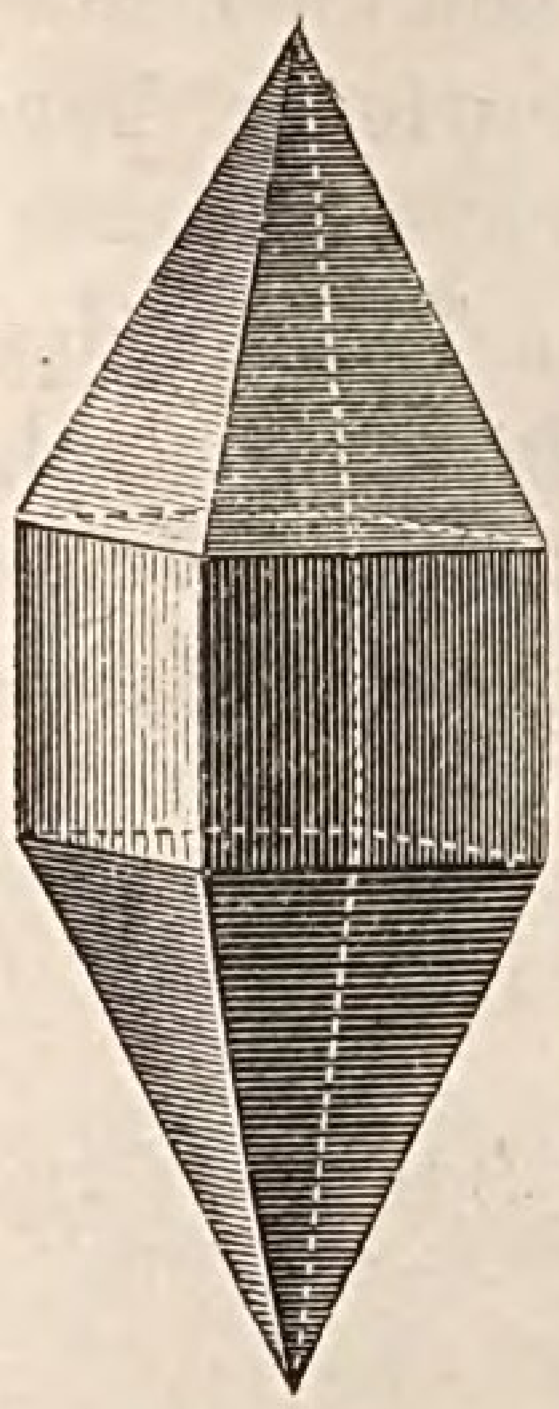
Fig. 119.



Saures weinsaures Kali oder Weinstein $\left(\left.\begin{matrix}KO\\HO\end{matrix}\right\}, \overline{T}\right)$.

292. Sauerampfer, Weinranken, unreife Weintrauben etc. schmecken sauer; sie enthalten ein saures Salz, Weinstein (255). Das Kali dazu nehmen diese Pflanzen aus dem Erdboden, die Weinsäure aber bereiten sie sich selbst in ihrem Innern auf eine uns noch unbekannte Weise. Auch die reifen Trauben enthalten Weinstein, der saure Geschmack wird aber darin durch den süssen des Zuckers verdeckt, und wir bemerken ihn daher erst dann, wenn der Zucker durch Gährung zu Weingeist, d. h. wenn der Most zu Wein geworden ist. Aus dem Wein setzt sich beim Lagern ein grosser Theil des Weinsteins als eine steinartige, graue oder rothe Kruste ab (roher Weinstein). Wird dieser von dem anhängenden Farbstoffe durch Umkrystallisiren gereinigt, so erhält man ihn in farblosen, an einander hangenden, zugespitzten, vierseitigen Säulen krystallisirt (gereinigter Weinstein). Das Pulver davon ist unter dem Namen Cremor tartari bekannt genug. Die Weinsäure ist eine zweibasische Säure, sie ist im Weinstein, wie die Formel der Ueberschrift andeutet, mit 1 Aeq. Kali und 1 Aeq. basischem Wasser verbunden. In Nr. 255 ist seine Zusammensetzung noch nach der älteren Ansicht angegeben. Der Weinstein ist sehr schwer löslich in Wasser. Dass er beim Erhitzen zu kohlensaurem Kali verbrennt, wurde schon bei der Weinsäure angegeben. Man stellt sich die reine Pottasche gewöhnlich aus Weinstein dar.

Fig. 120.



Neutrales weinsaures Kali $\left(\left.\begin{matrix}KO\\KO\end{matrix}\right\}, \overline{T}+HO\right)$.

293. *Versuch.* Um dieses als Arzneimittel viel gebrauchte Salz zu bereiten, löse man 10 Grm. reine Pottasche in 50 Grm. Wasser auf, setze 20 Grm. gereinigten Weinstein hinzu und lasse die Mischung unter öfterem Umrühren einen Tag lang an einem warmen Orte stehen. Die Kohlensäure der Pottasche entweicht, das Kali derselben aber tritt an die Stelle des basischen

Wasseräquivalents im Weinstein. Die filtrirte Flüssigkeit giebt nach hinlänglichem Abdampfen säulenförmige Krystalle, oder beim Eindampfen bis zur Trockne ein weisses Salzpulver. Dieses Salz ist sehr leicht löslich, zugleich aber auch sehr leicht zersetzbar durch andere, selbst sehr schwache Säuren. Man vermische eine Lösung davon mit Essig: es fällt ein weisses Pulver, Cremor tartari, nieder. Das zweite Aequivalent der Basis wird nämlich durch andere Säuren überaus leicht wieder weggenommen und dadurch das schwer lösliche saure Salz (Weinstein) wieder hergestellt.

Wie in dem vorstehenden Versuche das basische Wasser des Weinsteins durch Kali ersetzt wurde, so kann dasselbe auch durch andere Basen ersetzt werden. Man erhält auf diese Weise die sogenannten medizinischen Weinsteine, von denen folgende noch als Arzneimittel gebraucht werden:

Natronweinstein $= \left.\begin{matrix}KO\\ NaO\end{matrix}\right\}, \bar{T} + 8HO,$

Ammoniakweinstein $= \left.\begin{matrix}KO\\ NH_4O\end{matrix}\right\}, \bar{T} + 8HO,$

Eisenweinstein $= \left.\begin{matrix}KO\\ Fe_2O_3\end{matrix}\right\}, \bar{T},$
(Stahlkugeln)

Antimonweinstein $= \left.\begin{matrix}KO\\ Sb_2O_3\end{matrix}\right\}, \bar{T} + HO.$
(Brechweinstein)

Saures oxalsaures Kali oder Kleesalz.

294. Die Blätter des Sauerklees haben auch einen sauren Geschmack; sie enthalten auch ein saures Salz; die Basis desselben ist auch Kali, die Säure aber nicht Weinsäure, sondern Kleesäure oder Oxalsäure. An den Orten, wo der Sauerklee häufig wächst, presst man den Saft davon aus und erhält durch Abdampfen und Umkrystallisiren das Salz in weissen, schwer löslichen Krystallen. Von diesem Salze ist schon in Nr. 260 die Rede gewesen; man benutzt es im gewöhnlichen Leben, um Eisen- und Tintenflecke aus der Wäsche zu entfernen.

Erkennung der Kaliumsalze.

295. Die meisten Kaliumsalze sind in Wasser ziemlich leichtlöslich, von den bekannteren Salzen ist der Weinstein am schwer-

sten (in circa 180 Thln. Wasser) löslich. Versetzt man concentrirte Kalilösungen mit überschüssiger Weinsäure, so erzeugt sich dieses Salz (saures weinsaures Kali) als ein weisser krystallinischer Niederschlag (255). Ein weit genaueres Reagens ist eine Lösung von Platinchlorid, welche selbst in sehr verdünnten Kalilösungen einen krystallinischen, schweren, gelben Niederschlag, ein Doppelsalz von Chlorkalium und Platinchlorid, hervorbringt. Der Weingeist- oder Gasflamme ertheilen die Kaliumsalze eine bläulich-violette Färbung, ihr Spectrum zeigt eine charakteristische rothe und eine blaue Linie (s. Anhang).

Kaliumsalze als Düngemittel.

296. Thiere und Menschen bedürfen des Kaliums oder Kalis zum Aufbau ihres Körpers wie zur Ausübung ihrer Lebensfunctionen. Bei den Thieren finden wir das Kali immer in der reichlichsten Menge in dem Saft des Fleisches, hauptsächlich mit Phosphorsäure verbunden, bei den Pflanzen in den Blättern und Wurzeln, hauptsächlich in Verbindung mit organischen Säuren. Die Thiere erhalten ihren Kalibedarf von den Pflanzen, die Pflanzen von dem Erdboden. Enthält der letztere nicht die für eine reichliche Ernte nothwendige Menge davon in löslichem Zustande, so wird sich nur eine kärgliche Ernte ausbilden können, wenn man diesen Mangel nicht durch Zufuhr von löslichen oder doch leicht aufschliessbaren Kaliverbindungen, so z. B. durch Urin, Stallmist, Compost, Runkelrübenschlempe, Holzasche, Stassfurter Kalisalze u. a. abhilft. Unter den Pflanzen selbst herrscht aber eine grosse Verschiedenheit bezüglich ihres Kalibedarfs. So finden sich beispielsweise etwa an Kali in 1000 Pfd. völlig trockner Pflanzenmasse: von Nadelholz $\frac{1}{2}$ Pfd., von Laubholz 1 Pfd., von Reisigholz 2 Pfd., von Roggenstroh 8 Pfd., von Haferstroh 10 Pfd., von Wiesenheu 18 Pfund, von Kleeheu 20 Pfd., von Kartoffelknollen 24 Pfd., von Runkelrüben 35 Pfd., von Taback 50 bis 60 Pfd. u. s. f. Es erhellt hieraus, dass die eine Pflanzenart dem Boden viel mehr Kali zu entziehen vermag als die andere, und dass ein Boden für eine Pflanzenart an Kali erschöpft sein kann, während sein Kaligehalt für eine andere noch hinreicht.

Natrium (Na).

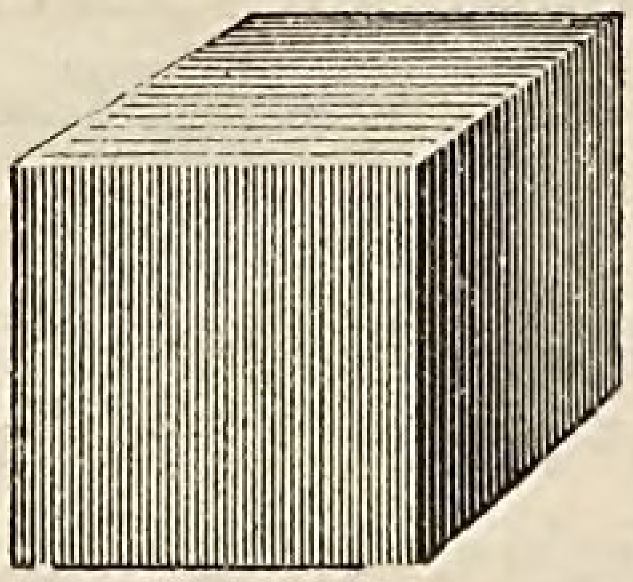
(Aeq.-Gew. = 23 [Sodametall]. — Specif. Gew. = 0,97.)

— 1807 von Davy entdeckt. —

Chlornatrium oder Kochsalz (NaCl).

297. Eigenschaften. *Versuch* a. Man schütte zu $2^3/_4$ Thln. kalten Wassers 1 Thl. Kochsalz: es wird sich beim Umrühren vollständig auflösen; man setze noch etwas Salz hinzu: es wird nichts mehr davon gelöst. Der Versuch wird wiederholt, nur mit heissem statt kaltem Wasser: der Erfolg ist genau derselbe. Das Kochsalz hat die auffallende Eigenthümlichkeit, dass es in kaltem und heissem Wasser gleich löslich ist. Von fast allen anderen Salzen löst heisses Wasser mehr auf als kaltes. Man stelle die eine dieser Auflösungen an einen warmen Ort: es bilden sich beim allmäligen Verdampfen regelmässige, durchsichtige Würfel von Kochsalz. Die andere Auflösung wird in einem Schälchen unter Umrühren eingekocht: sie giebt ein krümliches, undurchsichtiges Salzpulver (gestörte Krystalle). Wie zuletzt angegeben, verfährt man bei der Darstellung des Kochsalzes im Grossen; daher die krümliche Beschaffenheit des gewöhnlichen Kochsalzes.

Fig. 121.



Kochsalz mit Krystallwasser. *Versuch* b. Stellt man eine Kochsalzlösung bei starker Winterkälte ins Freie, so erzeugen sich in derselben durchsichtige, säulenförmige Krystalle, die über $1/_3$ Wasser enthalten. Auf die Hand gelegt werden diese schnell trübe und zergehen zu einem Brei, in dem man zahllose kleine Würfel wahrnimmt. Dieser Versuch zeigt recht deutlich:

1) Wie ein und derselbe Körper bei verschiedener Temperatur verschiedene Gestalten annehmen kann; das Kochsalz krystallisirt gewöhnlich (wasserfrei) in Würfeln, in der Kälte (wasserhaltig) in Säulen.

2) Welchen grossen Einfluss die Temperatur auf die Verwandtschaften der Körper zu einander hat. Ueber dem Eispunkte hat das Kochsalz keine Affinität zum Wasser, man erhält wasserfreie Würfel; unter dem Eispunkte hat es Affinität zu ihm, man

erhält Säulen, die aus einer chemischen Verbindung von Kochsalz und Wasser bestehen.

3) Wie leicht manche chemische Verwandtschaftsbande wieder zerrissen werden können; die Wärme der Hand reicht schon hin, um die Affinität des Kochsalzes zum Wasser aufzuheben.

Verknistern des Kochsalzes. *Versuch* c. Man erhitze ein wenig Kochsalz auf einem Platinbleche: es knistert lebhaft und wird zum Theil weggeschleudert; das übrig gebliebene schmilzt, wenn das Blech stark glüht. Das Verknistern rührt von einer Spur Wasser (Verknisterungs- oder Decrepitationswasser) her, welches im Innern der Krystalle zurückgeblieben ist; beim Erhitzen dehnt sich dieses aus und sprengt die Krystalle auseinander.

Bestandtheile. Das Kochsalz wurde bei den früheren Versuchen schon zweimal künstlich dargestellt, nämlich einmal aus Natrium und Chlor, dann aus Soda und Salzsäure; seine Bestandtheile sind also schon bekannt. Es hat die Formel $NaCl$. Ist Wasser dabei, so kann man es auch als salzsaures Natron ansehen, denn $NaCl + HO$ ist dasselbe wie NaO, HCl.

298. Vorkommen des Kochsalzes. Erde und Meer sind reich an Kochsalz, wir haben daher keine grosse Mühe, es uns in grosser Menge zu verschaffen. An manchen Orten findet es sich im Innern der Erde in mächtigen Lagern und man hat nur nöthig, es herauszubrechen und heraufzuschaffen. Dieses Salz sieht wie ein durchsichtiger Stein aus, und man nennt es deswegen Steinsalz. Bei den Lagern in Stassfurt und Erfurt enthalten die oberen, bitteren Schichten, Abraumsalz genannt, reichliche Mengen von Kali- und Talkerdesalzen und werden auf diese verarbeitet oder als Düngemittel benutzt (281). Da, wo das Steinsalz mit Steinen und Erden gemengt vorkommt, bohrt man ein Loch bis in die Mitte des Lagers, lässt Wasser hinablaufen und pumpt es wieder heraus, wenn es sich mit Kochsalz gesättigt hat. In der Bergmannssprache heisst Kochsalzlösung Salzsoole, daher der Name: künstliche Soole. Das Wasser wird durch Abdampfen wieder vertrieben. An anderen Orten findet man Quellen, die Kochsalz aufgelöst enthalten, sogenannte natürliche Soolen. Diese entstehen jedenfalls dadurch, dass

das in die Erde einsickernde Wasser, welches an einer tieferen Stelle als Quell erscheint, unterwegs über ein Lager von Steinsalz hinwegläuft.

Salinen. Da die natürlichen Soolen gewöhnlich viel mehr Wasser enthalten, als zur Lösung des Salzes nöthig ist, so sucht man in den Salzsiedereien oder Salinen das Wasser zuerst auf eine billigere Weise als durch Feuer zu entfernen, nämlich durch Luftzug. Man pumpt das Salzwasser zu dem Ende auf ein hohes, mit Dornenreisig ausgelegtes Gerüst (Gradirhaus) und lässt es von da tropfenweise durch die Dornen herabfallen. Es breitet sich auf den Holzzweigen aus und bietet auf diese Weise der durchziehenden Luft eine sehr grosse Oberfläche dar, wodurch eine rasche Verdunstung bewirkt wird. Alles natürliche Salzwasser enthält Gyps aufgelöst; dieser sondert sich, weil er schwer löslich ist, zuerst ab und überzieht die Zweige mit einer steinartigen Rinde (Dornenstein). Ist der grösste Theil des Wassers verdunstet, so kocht man die concentrirte (starke) Soole unter stetem Umrühren in grossen Pfannen vollends ein, schöpft das ausgeschiedene, krümliche Kochsalz aus und trocknet es. Während des Abdampfens setzt sich am Boden der Pfannen eine feste Salzkruste ab (Pfannenstein), welche hauptsächlich aus Glaubersalz und Gyps (schwefelsaurem Natron und schwefelsaurem Kalk) besteht und zur Gewinnung von Glaubersalz verwendet wird. Zuletzt bleibt eine dickliche Flüssigkeit übrig, sogenannte Mutterlauge, aus der sich kein Kochsalz weiter abscheidet; sie enthält die in der Soole vorhandenen leichtlöslichen, fremdartigen Salze, z. B. Chlorcalcium, Chlormagnesium und Brommagnesium, und wird zu Bädern und zur Darstellung von Brom benutzt.

Seesalz. In warmen Ländern bereitet man sich auch Kochsalz aus dem Seewasser, welches man in flachen Teichen durch die Wärme der Sonne austrocknen lässt. Dieses Salz heisst Seesalz und hat, weil es zugleich Bittererdesalze enthält, einen bitterlichen Geschmack. 100 Pfd. Seewasser enthalten ungefähr $2\frac{1}{2}$ Pfd. Kochsalz und 1 Pfd. andere Salze.

299. Kochsalz in Thieren und Pflanzen. Kleine Mengen von Kochsalz finden sich fast in jedem Quellwasser, in jedem Erdboden, in jeder Pflanze. Sollen wir diese allgemeine Ver-

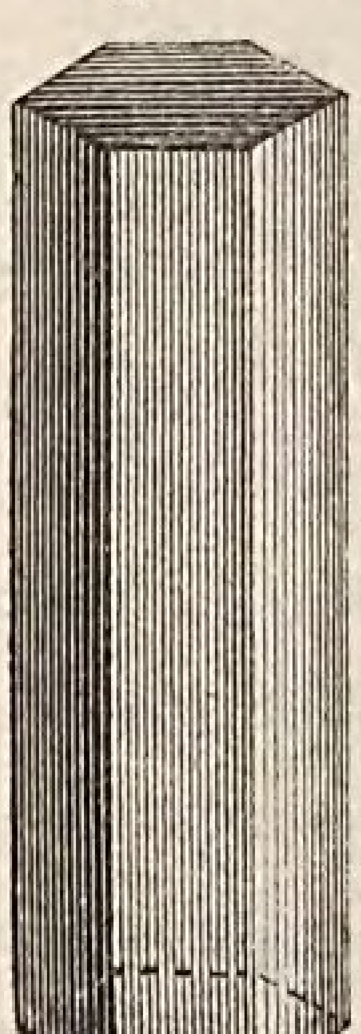
breitung des Kochsalzes für eine zufällige halten? Mit nichten. Das ist der hohe geistige Nutzen der Naturwissenschaften, dass wir durch sie in den wunderbaren Einrichtungen der Natur nicht das Spiel des Zufalls, sondern das Walten einer ewigen Weisheit erkennen lernen. Wir finden das Kochsalz überall in der Natur, weil es für das Leben der Thiere und Pflanzen unentbehrlich ist. Ohne Kochsalz erfolgt keine vollkommene Verdauung der Speisen in unserem Magen, wir halten es daher mit Recht für eine Universalwürze unserer Nahrungsmittel. Die Thiere finden es in dem Fleische und den Pflanzen, durch welche sie sich ernähren. Die Pflanzen empfangen es aus dem Erdboden, wie durch den Regen, und es ist bekannt genug, dass wir durch Düngesalz, welches ein unreines Kochsalz ist, die Tragkraft unserer Felder in manchen Fällen erhöhen können.

Vielfache Anwendung findet das Kochsalz auch zum Conserviren von Thier- und Pflanzenstoffen; es hat nämlich die Fähigkeit, die chemischen Zersetzungen, welche wir Fäulniss und Verwesung nennen, aufzuhalten. Fleisch und Häringe werden eingesalzen; das Bauholz erhält eine längere Dauer, wenn es sich mit starkem Salzwasser durchzogen hat etc.

Schwefelsaures Natron oder Glaubersalz ($NaO, SO_3 + 10HO$).

300. Verhalten gegen Luft und Hitze. Wie man die meisten Kalisalze, Kali und Kalium aus dem Stassfurter Abraumsalze (früher aus der Pottasche) darstellt, so bereitet man sich die meisten Natronsalze, Natron und Natrium aus dem Kochsalze. Hierbei sind aber oft Umwege einzuschlagen, da das Chlor nicht so leicht von dem Natrium wegzubringen ist, als die Kohlensäure von dem Kali. Zuerst verwandelt man immer das Chlornatrium in schwefelsaures Natron. Dieses Salz ist schon aus dem Vorigen bekannt, denn es bleibt bei der Salzsäurebereitung (241) in der Retorte zurück, wenn man Kochsalz mit Schwefelsäure erhitzt. Im gewöhnlichen Leben wird es unter dem Namen Glaubersalz oft als ein beliebtes Arzneimittel eingenommen. Diesen Namen erhielt es nach seinem Entdecker,

Fig. 122.



dem Arzte Glauber. Wir finden es auch in vielen Mineralwässern, z. B. in dem Carlsbader und Püllnaer Wasser, und in dem Pfannensteine und der Mutterlauge der Salinen, wie bei dem Kochsalze angeführt wurde. Es ist leicht löslich, krystallisirt in vierseitigen und sechsseitigen Säulen, und hat einen salzig-bitterlichen Geschmack.

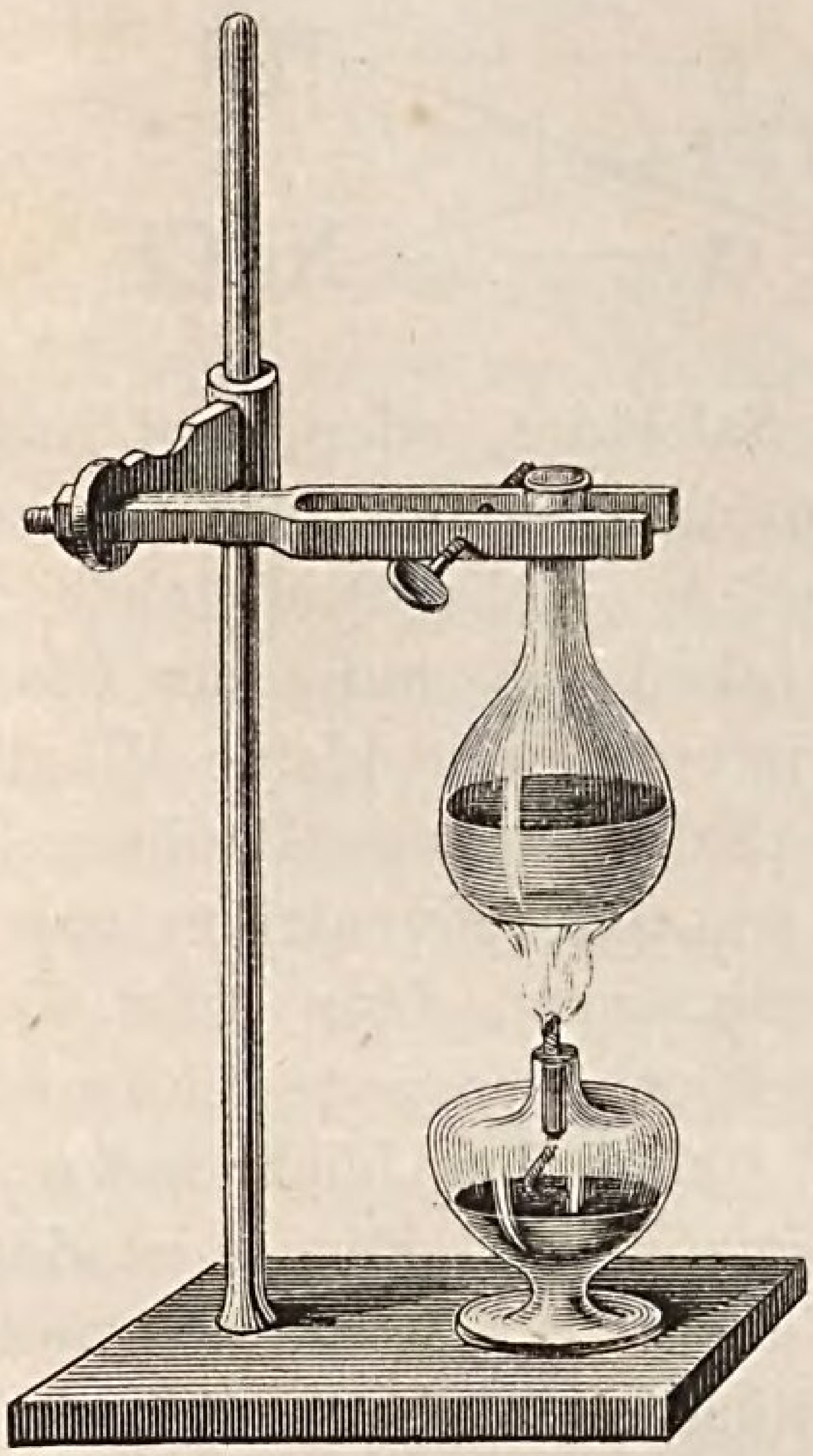
Verwittern. *Versuch* a. Man lege 20 Grm. durchsichtiges, krystallisirtes Glaubersalz an einen warmen Ort: es bedeckt sich mit einem weissen Beschlage und zerfällt endlich zu Pulver, es verwittert. Das erhaltene Pulver wiegt kaum noch 10 Grm. Was verloren gegangen, war Wasser; das Glaubersalz enthält über die Hälfte seines Gewichtes (56 Proc.) Krystallwasser. Man sieht hierbei recht deutlich, wie dieses gebundene Wasser es ist, was dem Salze seine Form und Durchsichtigkeit giebt; beide gehen verloren, so wie das Wasser durch die Wärme verdnnstet, sie erscheinen aber wieder, wenn man das pulverige, wasserfreie Salz in kochendem Wasser löst und die Lösung erkalten lässt. Pottasche ist ein zerfliessliches Salz, Kochsalz ein luftbeständiges, Glaubersalz ein verwitterndes. Salze, welche verwittern, müssen wohl verstopft an einem kühlen Orte aufbewahrt werden.

Schmelzen. *Versuch* b. Wird ein Glaubersalzkrystall auf Kohle durch das Löthrohr erhitzt, so schmilzt er bald, weil er sich in seinem Krystallwasser auflöst (wässeriger Fluss); dann wird er trocken, wenn das Wasser verjagt ist; endlich aber schmilzt er in der Glühhitze zum zweiten Male (feuriger Fluss). Bei den Salzen, welche kein Krystallwasser enthalten, tritt nur die letzte Art des Schmelzens in der Hitze ein.

301. Verhalten gegen Wasser. *Versuch* a. In einem kleinen Kochfläschchen erwärme man 20 Grm. Wasser bis zu 33⁰ und erhalte es bei dieser Temperatur, während man nach und nach so lange krystallisirtes Glaubersalz hinzusetzt, als dieses gelöst wird (Fig. 123): es werden sich über 6 Grm. davon auflösen. Erhitzt man die gesättigte Auflösung stärker, so scheidet sich Salz aus (wasserfreie Krystalle); lässt man sie erkalten, so scheidet sich ebenfalls Salz aus (wasserhaltige Krystalle), — ein abermaliges Beispiel davon, wie sehr die Verwandtschaft des Was-

sers zu anderen Körpern mit der Temperatur wechselt. Das Glaubersalz hat die Eigenthümlichkeit, nicht beim Kochpunkte, sondern bei einer niedrigen Temperatur am löslichsten in Wasser zu sein.

Fig. 123.



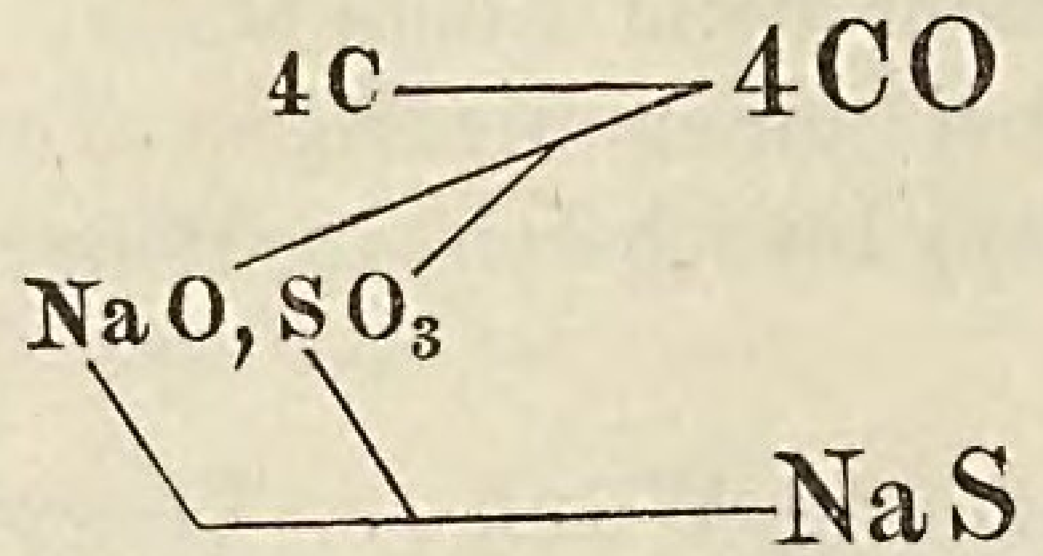
Latente Wärme. *Versuch* b. Löst man krystallisirtes Glaubersalz in Wasser auf, so entsteht Kälte; löst man dagegen zerfallenes Glaubersalz in Wasser auf, so entsteht Wärme. Genau dasselbe wird man bemerken, wenn man den Versuch mit Soda und zwar einmal mit krystallisirter und das andere Mal mit calcinirter anstellt. Woher kommt diese Wärme? Sie kommt aus dem Wasser, weil ein Theil desselben sich als Krystallwasser mit dem wasserfreien Glaubersalze oder der wasserfreien Soda verbindet. Es ist also eine ähnliche Erscheinung wie beim Löschen des Kalkes.

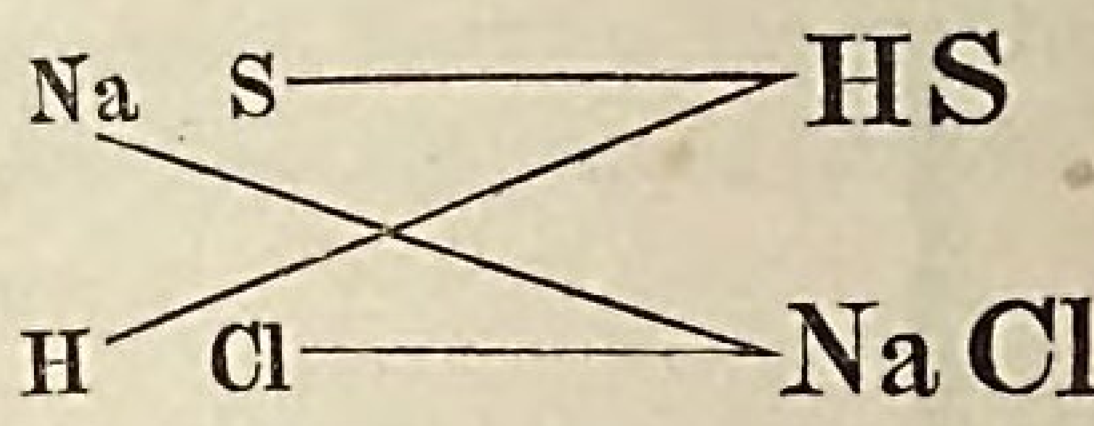
Saures oder zweifach schwefelsaures Natron enthält, wie das entsprechende Kalisalz, noch einmal so viel Schwefelsäure als das neutrale Salz.

Schwefelnatrium (NaS).

302. *Versuch.* Man menge eine Messerspitze wasserfreies Glaubersalz mit einer Messerspitze Kohlenpulver und erhitze das Gemisch auf einer Kohle durch das Löthrohr (Fig. 119): es schmilzt unter lebhaftem Brausen zu einer braunen Masse zusammen, die sich in Wasser zu einer gelblichen Flüssigkeit auflöst. Die Kohle nimmt in der Glühhitze sowohl dem Natron als der Schwefelsäure den Sauerstoff weg und bildet damit Kohlenoxydgas, welches unter Brausen entweicht; Natrium und Schwefel bleiben mit einander verbunden zurück. Man sagt: die Kohle

desoxydirt oder reducirt das schwefelsaure Natron zu Schwefelnatrium (Natronschwefelleber).





Tröpfelt man zu der Auflösung Salzsäure oder verdünnte Schwefelsäure, so entwickelt sich ein unangenehmer Geruch nach Schwefelwasserstoff, gerade wie dies bei der Kalischwefelleber zu bemerken war. Lässt man die Flüssigkeit nun auf einer Glastafel eintrocknen, so erhält man im ersteren Falle kleine Würfel von Kochsalz, im letzteren eine pulverige Salzkruste von Glaubersalz.

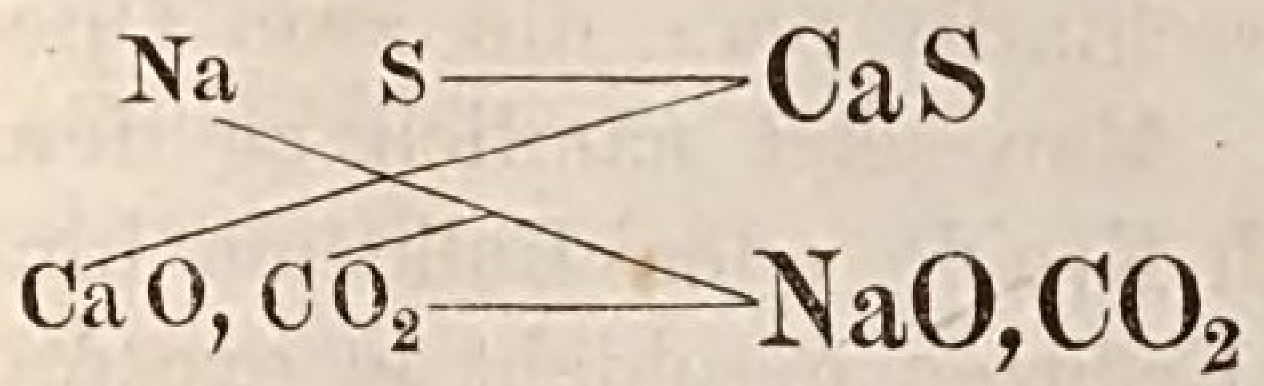
An der Luft zieht die Auflösung von Schwefelnatrium rasch Sauerstoff an und geht in unterschwefligsaures, dann schwefligsaures, zuletzt in schwefelsaures Natron über. Das unterschwefligsaure Natron löst Jodsilber und Chlorsilber leicht auf und findet deshalb in der Photographie Anwendung. Ferner ist dasselbe im Stande, das bei der Chlorbleiche in den Zeugen zurückbleibende Chlor zu binden und unschädlich zu machen; es kommt daher unter dem Namen Antichlor im Handel vor.

Kohlensaures Natron oder Soda ($NaO, CO_2 + 10 HO$).

— 1793 von Leblanc zuerst aus Kochsalz dargestellt. —

303. Bereitung im Kleinen. *Versuch.* Man bereite sich noch einmal Schwefelnatrium auf die eben angegebene Weise, verreibe es, sammt den anhängenden Kohlentheilchen, in einem Mörser mit ungefähr gleichviel Kreide und erhitze es wieder vor dem Löthrohre. Die zusammengebackene Salzmasse wird mit Wasser gekocht und die Flüssigkeit dann filtrirt. Auf dem Filtrum bleibt ein graues Pulver zurück, welches mit Salzsäure Schwefelwasserstoffgas entwickelt: es ist Schwefelcalcium noch mit überschüssigem Kalk verbunden. Die Flüssigkeit hinterlässt nach dem Verdampfen auf einer Glasplatte ein weisses Salzpulver, welches alkalisch reagirt und mit Salzsäure braust, ohne jedoch dabei unangenehm zu riechen: es ist kohlensaures Natron (Soda). Der Schwefel ist also an das Calcium der Kreide getreten, der Sauerstoff und

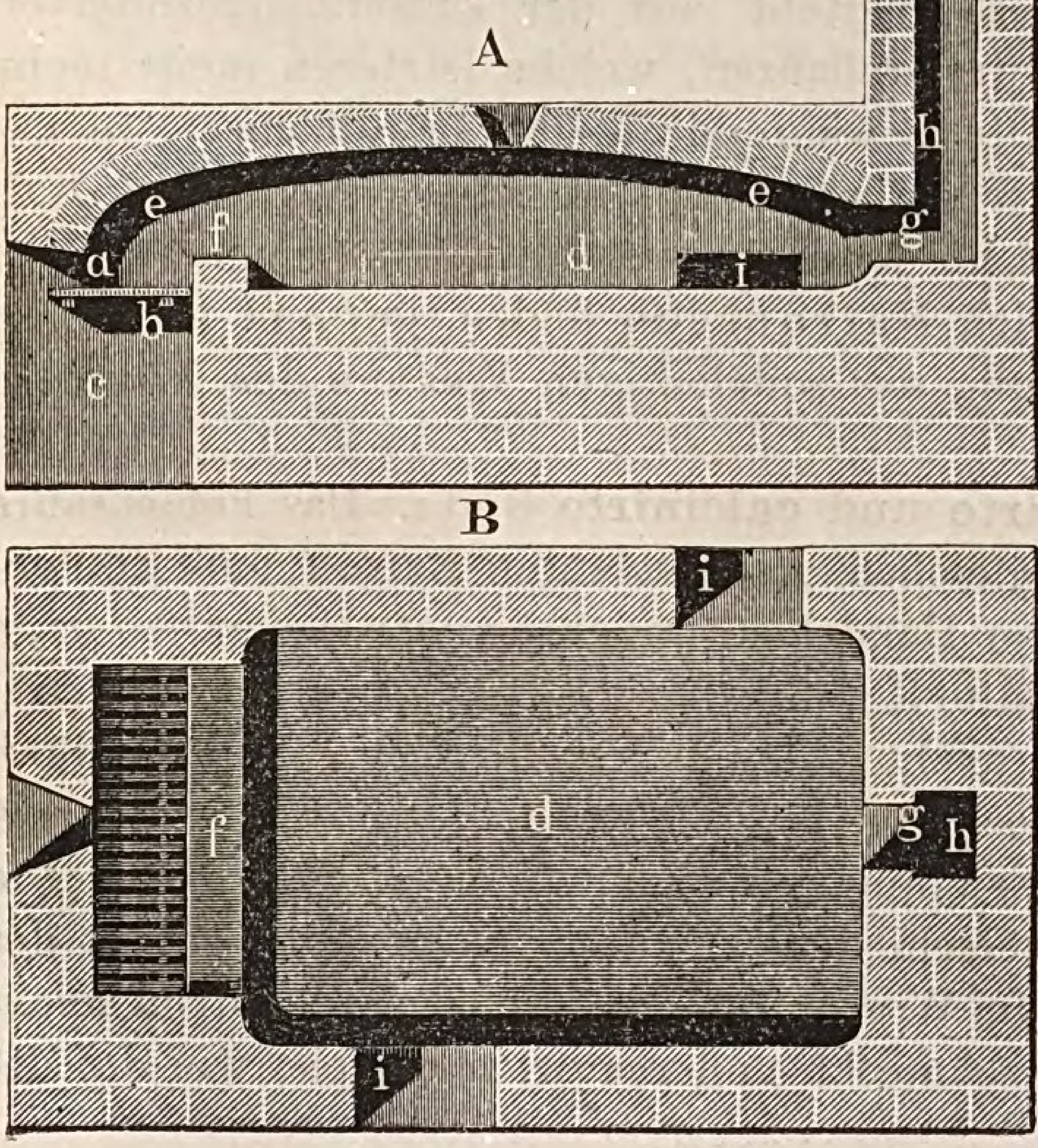
die Kohlensäure der Kreide aber an das Natrium. Aus diesen



Vorgängen kann man ersehen, dass man auch in der Chemie, wie im gewöhnlichen Leben, oft auf Umwegen etwas erreichen kann, was auf geradem Wege nicht erreichbar ist. Das Natrium hat zum Chlor eine stärkere Affinität als zum Sauerstoff, wir können daher aus dem Kochsalze nicht direct Natron darstellen; wohl aber können wir durch Schwefelsäure leicht das Haloidsalz in ein Sauerstoffsalz, in schwefelsaures Natron umwandeln. Aus diesem lässt sich die starke Schwefelsäure nicht direct austreiben, wir zersetzen sie daher in Sauerstoff und Schwefel und entfernen nachher den Schwefel durch ein anderes Metall, durch Calcium, welches mit dem Schwefel eine unlösliche Verbindung bildet. Wir gewinnen zwar auch hierbei noch kein freies, sondern kohlensaures Natron, die Kohlensäure ist aber bekanntlich eine so schwache Säure, dass sie mit grosser Leichtigkeit durch andere Säuren vertrieben oder durch Aetzkalk weggenommen werden kann.

304. Sodabereitung im Grossen. Für die Befriedigung des ganz ausserordentlichen Bedarfes an Soda sorgen jetzt die in grossartigstem Maassstabe angelegten Sodafabriken. In ihnen befolgt man zwar in der Hauptsache dieselbe Darstellungsmethode, welche in den vorigen Nummern angegeben worden: a. Umwandlung des Chlornatriums in schwefelsaures Natron, b. Umwandlung des schwefelsauren Na-

Fig. 124.



trons in Schwefelnatrium, c. Umwandlung des Schwefelnatriums in kohlensaures Natron; jedoch verschmilzt man die zwei Operationen b und c in eine einzige. Man setzt nämlich zu dem Glaubersalze und der Kohle sogleich Kreide oder Kalkstein hinzu und erhitzt das Gemenge. Das Erhitzen geschieht in grossen backofenförmigen Oefen (Fig. 124). *a* ist die Feuerungsthür, *b* der Rost, *c* der Aschenfall, *d* die Heerdplatte, auf welche das Gemenge geschüttet wird, *e* das Gewölbe des Ofens, *g*, *h* der Schornstein, *i i* Oeffnungen zum Umrühren und Herausnehmen der Schmelzmasse. Solche Oefen heissen Flammenöfen, weil das Erhitzen nicht durch das Brennmaterial selbst, sondern nur durch die über die Brücke *f* streichende Flamme bewirkt wird. Sie gewähren den grossen Vortheil, dass die Asche der Steinkohlen oder des Torfes nicht unter die zu erhitzenden Stoffe kommen kann. Die schlackenartige, aus kohlensaurem Natron, Aetznatron, Schwefelcalcium und Kalk bestehende rohe Soda wird zuletzt mit warmem Wasser behandelt, welches die beiden ersten Substanzen auflöst, die letzten beiden aber ungelöst zurücklässt (Sodarückstände).

Durch diese künstliche Soda ist die sehr unreine natürliche, welche die Namen Barilla, Kelp, Varec führt, fast ganz verdrängt worden. Diese besteht aus der zusammengesinterten Asche verschiedener Strandpflanzen, welche letzteren meist mehr Natron als Kali enthalten, während in den Landpflanzen, so namentlich in allen unseren Culturpflanzen, neben reichlichem Kali nur sehr unbeträchtliche Mengen von Natron vorkommen. In Ländern, in denen sich Natronseen finden, gewinnt man auch Soda durch Verdunstung des sodahaltigen Wassers der letzteren.

305. Krystallisirte und calcinirte Soda. Das kohlensaure Natron besteht aus gleichen Aequivalenten Natron und Kohlensäure. Man hat es im Handel entweder krystallisirt — dann enthält es über die Hälfte Krystallwasser (10 Aeq. oder fast 63 Proc.) und verwittert sehr leicht —, oder calcinirt, d. h. geglüht, also ohne Wasser. Das letztere ist demnach, wenn es rein vorkommt, mehr als noch einmal so stark, als das krystallisirte. Die Gehaltsprüfung der verschiedenen Sodasorten erfolgt mittelst des Alkalimeters (272). In Wasser ist das kohlensaure Natron leicht löslich. Die Lösung schmeckt und reagirt alkalisch, wie die des

kohlensauren Kalis. Da die Soda in ihren Eigenschaften fast ganz mit der Pottasche übereinkommt, auch wesentlich billiger ist als diese, so vertritt sie deren Stelle jetzt bei den meisten Gewerben, welche Alkalien zu ihrem Geschäftsbetriebe brauchen, als z. B. zum Waschen und Bleichen, zur Darstellung von Seife und Glas und zu vielen anderen Zwecken (Soda in Mineralwässern s. 306).

Zweifach kohlensaures Natron ($NaO, CO_2 + HO\,CO_2$).

306. Dieses jetzt viel gebrauchte Salz entsteht, wenn man in eine concentrirte Lösung von kohlensaurem Natron Kohlensäure einleitet, oder eine trockne Mischung aus 1 Thl. krystallisirtem und 3 Thln. calcinirtem kohlensauren Natron mit überschüssiger Kohlensäure zusammenbringt. Man erhält es im ersteren Falle als ein krystallinisches Pulver, im letzteren als eine weisse, zusammengesinterte Salzmasse. Es ist schwerer löslich in Wasser als das einfach kohlensaure Natron, entwickelt aber mit Säuren die doppelte Menge von Kohlensäure; letzterer Eigenschaft wegen findet es allgemeine Anwendung bei der Anfertigung von moussirenden Getränken (199), künstlichen Mineralwässern (Sodawasser etc.), Soda powder und Brausepulver.

Um Brausepulver darzustellen, verreibt man 2 Thle. Weinsäure und 3 Thle. zweifach kohlensaures Natron mit einander. Wirft man dieses Gemisch in Wasser, so bildet sich weinsaures Natron und die Kohlensäure entweicht. Die jetzt so verbreiteten getheilten Brausepulver enthalten gewöhnlich 1 Grm. feingeriebene Weinsteinsäure in weissem Papier und 1,5 Grm. feingeriebenes doppelt kohlensaures Natron in rother oder blauer Papierkapsel.

Beim Erhitzen des trocknen oder gelösten Salzes entweicht die Hälfte der Kohlensäure und das Wasser (273), und einfach kohlensaures Natron bleibt zurück. Alle alkalischen Mineralwässer (Natrokrenen) enthalten zweifach kohlensaures Natron, in ihrem Abdampfungsrückstande findet sich daher einfach kohlensaures Natron. Das sogenannte Carlsbader Salz, welches man aus dem Carlsbader Mineralwasser durch Verdampfung erhält, besteht aus einem Gemenge von kohlensaurem und schwefelsaurem Natron.

Natriumoxyd oder Natron (NaO).

(Aeq.-Gew. = 31; als Hydrat = 40.)

307. Nimmt man der Soda die Kohlensäure, so bleibt Natron (Natriumoxyd) übrig. Dies geschieht durch Kochen einer Sodalösung mit gebranntem Kalk, gerade so, wie es bei dem Kali (274) angegeben worden ist. Die Flüssigkeit, die man auf diese Weise erhält, heisst Aetznatronlauge und hinterlässt nach dem Abdampfen trocknes kaustisches oder ätzendes Natron. Dieses enthält, wie das Aetzkali, noch 1 Aeq. Wasser, welches es selbst beim Glühen nicht abgiebt; man bezeichnet es daher richtiger mit dem Namen Natronhydrat (NaO, HO). Das Natronhydrat wirkt ätzend, giebt mit Fetten Seifen, und zwar harte, mit Sand geschmolzen Glas, und ist eine sehr starke Basis, ganz ähnlich wie das Aetzkali, dem es beim Gebrauche im gewerblichen Leben gegenwärtig oft vorgezogen wird.

Natrium (Na).

308. Entzieht man dem Natron seinen Sauerstoff, so erhält man Natriummetall. Dieses Metall wird wie das Kalium bereitet und hat auch mit diesem die grösste Aehnlichkeit; es ist silberweiss, weich und geschmeidig wie dieses, und ebenfalls leichter als Wasser. Auf andere Körper wirkt es nicht ganz so heftig, wie sein Verhalten zu Wasser zeigt. Auf kaltem Wasser oxydirt es sich ohne Flamme (85), auf heissem aber entzündet sich der entweichende Wasserstoff und verbrennt mit gelber Flamme; die gelbe Färbung rührt vom Natriumdampf her.

309. Rückblick. Wir sind jetzt von dem verbreitetsten Natronsalze, dem Kochsalze, bis zum einfachen Natrium in der Reihefolge aufgestiegen, die man zu beobachten hat, wenn man sich diese Körper wirklich darstellen will. Ehe die weiteren Natriumsalze folgen, mag ein flüchtiger Rückblick diese Reihenfolge noch einmal ins Gedächtniss zurückrufen: Aus Kochsalz oder Chlornatrium wird schwefelsaures Natron, aus diesem Schwefelnatrium, daraus kohlensaures Natron, dann Natron und endlich Natrium: $NaCl$ — NaO, SO_3 — NaS — NaO, CO_2 — NaO — Na.

Dreibasisch phosphorsaures Natron

$$\left(\begin{matrix}2\,NaO\\HO\end{matrix}\right\}PO_5 + 24\,HO\Big).$$

310. *Versuch.* Man neutralisire in Wasser gelöste Soda mit aus Knochen bereiteter (kalkhaltiger) Phosphorsäure und verdampfe die von dem sich hierbei ausscheidenden phosphorsauren Kalk abfiltrirte Flüssigkeit bis zum Salzhäutchen: es werden beim Erkalten sich daraus durchsichtige Krystalle absetzen, die über die Hälfte Krystallwasser enthalten, leicht verwittern und mit Silberauflösung einen gelben Niederschlag ($3\,AgO, PO_5$) geben. Sie stellen das gewöhnliche phosphorsaure Natron des Handels dar; dreibasisch wird dieses Salz genannt, weil die aus Knochen bereitete (dreibasische) Phosphorsäure neben 2 Aeq. Natron noch 1 Aeq. Wasser so fest hält, dass wir es als zur Basis gehörig betrachten müssen, wie die folgende Nummer deutlicher zeigt. Ein anderes dreibasisches Salz enthält 1 Aeq. Natron und 2 Aeq. basisches Wasser, ein noch anderes 3 Aeq. Natron und kein basisches Wasser. Es können sich also als Basis vertreten:

$$\left.\begin{matrix}NaO\\NaO\\NaO\end{matrix}\right\}\text{ oder }\left.\begin{matrix}NaO\\NaO\\HO\end{matrix}\right\}\text{ oder }\left.\begin{matrix}NaO\\HO\\HO\end{matrix}\right\}.$$

Zweibasisch phosphorsaures Natron

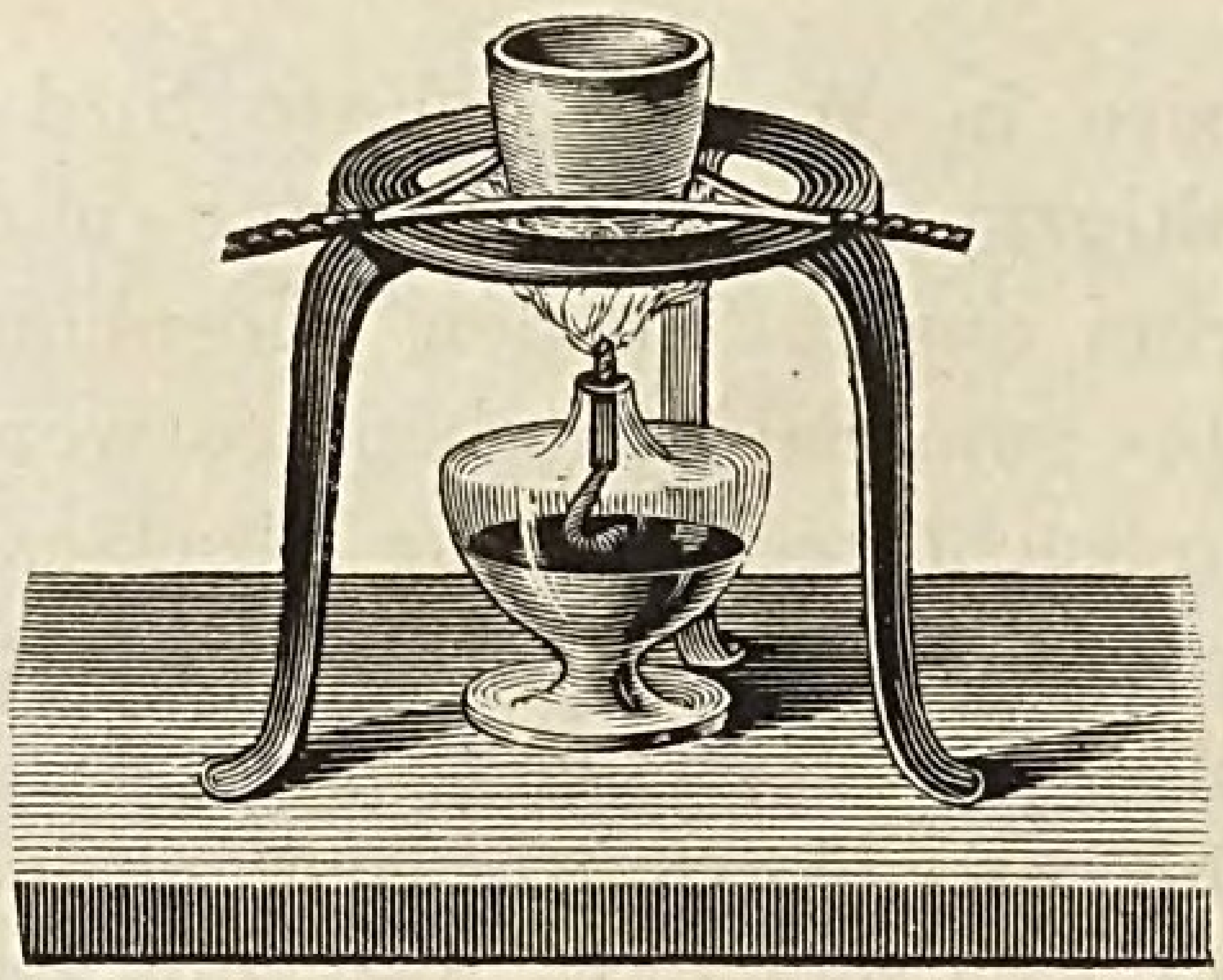
$$(2\,NaO, PO_5 + 10\,HO).$$

311. Von dem phosphorsauren Natron des vorigen Versuchs lege man einige Krystalle an einen warmen Ort: sie beschlagen weiss und zerfallen endlich zu einem weissen Pulver (verwittern), weil sich das Krystallwasser des Salzes nach und nach verflüchtigt. Man kann auf diese Weise, ohne eine Temperatur von 100^0 anzuwenden, die 24 Aeq. (oder 63 Proc.) Wasser desselben völlig entfernen, nicht aber das basische Wasseräquivalent, welches erst in der Glühhitze entweicht.

Versuch. Man erhitze die zerfallene Salzmasse in einem Porcellantiegel bis zum Glühen, löse sie nach dem Erkalten in Wasser auf und verdampfe die Lösung: man erhält jetzt beim Abkühlen ein ganz anderes Salz, von anderer Krystallform und mit nur 10 Aeq. (oder 41 Proc.) Krystallwasser, zweibasisches oder

pyrophosphorsaures Natron. Seine veränderten Eigenschaften geben sich noch dadurch zu erkennen, dass es in der Wärme nicht verwittert und mit Silberlösung einen weissen Niederschlag ($2\,AgO, PO_5$) liefert. Ein anderes zweibasisches Salz enthält statt des zweiten Aequivalents Natron 1 Aeq. basisches Wasser. Hier können sich also als Basis vertreten:

Fig. 125.



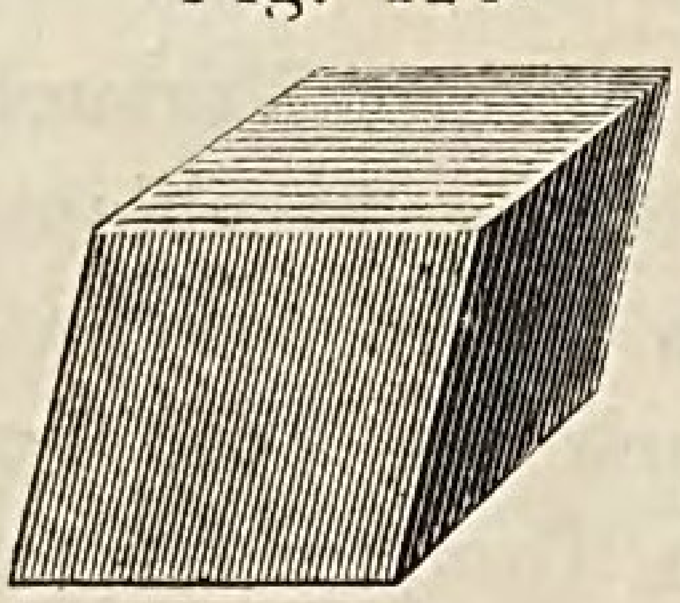
$$\left.\begin{matrix} NaO \\ NaO \end{matrix}\right\} \text{ oder } \left.\begin{matrix} NaO \\ HO \end{matrix}\right\}.$$

Im einbasisch-phosphorsauren oder metaphosphorsauren Natron ist nur 1 Aeq. Natron mit 1 Aeq. Phosphorsäure verbunden (NaO, PO_5). Aehnlich wie das Natron verhalten sich auch andere Basen zu den drei Modificationen der Phosphorsäure. Die Verbindungen mit Kali und Ammoniak sind meist löslich, die mit den erdigen und metallischen Basen meist unlöslich.

Salpetersaures Natron (NaO, NO_5).

312. *Versuch.* 1 Loth Soda wird in wenig heissem Wasser gelöst und mit Salpetersäure neutralisirt; nach dem Abdampfen bis zum Salzhäutchen scheiden sich Krystalle aus von der Form eines verschobenen Würfels (Rhomboëder); sie sind salpetersaures Natron (Natronsalpeter). Auf Kohle verpuffen dieselben wie Kalisalpeter, nur etwas langsamer, haben auch im Uebrigen die grösste Aehnlichkeit mit letzterem. Von diesem Salze finden sich in Amerika, namentlich in Chili und Peru, grosse Lager in der Erde, und wir bekommen bedeutende Zufuhren davon unter dem Namen Chilisalpeter nach Europa und benutzen es statt des theurern Kalisalpeters zur Darstellung von Salpetersäure und anderen salpetersauren Salzen, sowie auch als ein Düngemittel von stark treibender Kraft. Zur Bereitung von Schiesspulver eignet es sich nicht, weil das so bereitete Pulver feucht wird und zu langsam verpufft.

Fig. 126.



Borsaures Natron oder Borax ($NaO, 2BO_3 + 10HO$).

313. Die harten, farblosen, meist weiss bestäubten Krystalle, welche im gewöhnlichen Leben den Namen Borax führen, bestehen aus zweifach borsaurem Natron. Die Borsäure ist auf nassem Wege eine sehr schwache Säure; daher kommt es, dass sie, ähnlich der Kohlensäure, die Eigenschaften des Natrons nicht ganz verdecken kann und der Borax laugenhaft schmeckt und rothes Probirpapier bläut. Beinahe die Hälfte des Gewichts der Boraxkrystalle besteht aus Krystallwasser (47 Proc.). Der Borax findet sich fertig gebildet in manchen Seen in Asien (Tinkal); man bereitet ihn jetzt aber auch aus der Borsäure, die aus einigen heissen Quellen Italiens gewonnen wird, indem man diese mit Natron neutralisirt.

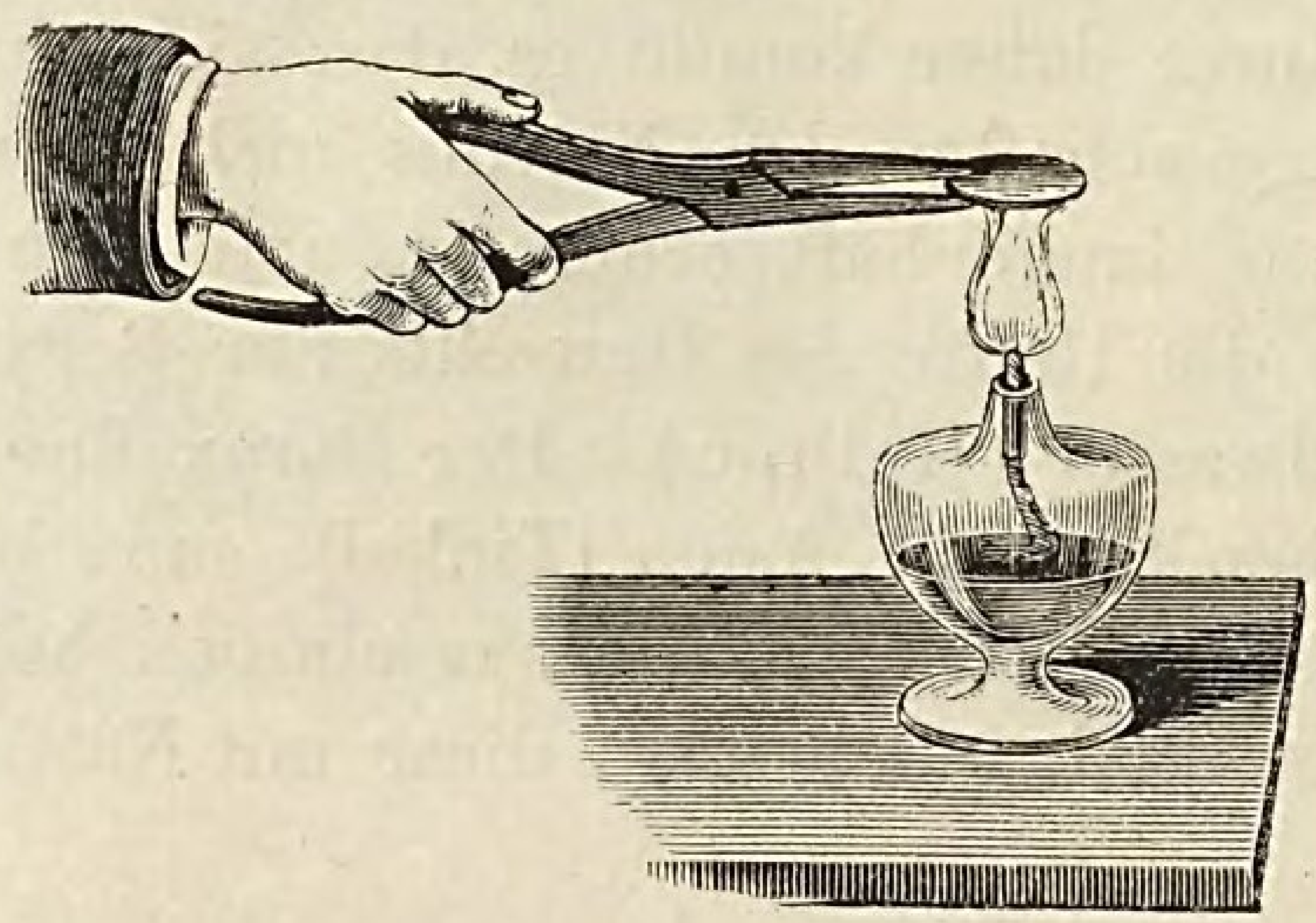
Boraxperle. *Versuch.* Man erhitze etwas Boraxpulver auf Platindraht vor dem Löthrohre: es blähet sich durch den Dampf des entweichenden Krystallwassers zu einer lockeren, schwammigen Masse auf; bei fortgesetztem Erhitzen schmilzt diese zu einer durchsichtigen Glasperle zusammen. Man feuchte die Glasperle mit der Zunge an, drücke sie auf Bleiglätte, damit von letzterer etwas daran hängen bleibe, und halte sie wieder in die äussere Löthrohrflamme: das Bleioxyd wird aufgelöst; die Perle bleibt farblos und durchsichtig. Stellt man gleiche Schmelzproben mit Borax und anderen Metalloxyden an, so wird man gleichfalls eine Lösung der Oxyde, zugleich aber eine Färbung der Perle bemerken, nämlich eine gelbrothe durch Eisenoxyd und Antimonoxyd, eine grüne durch Kupfer- und Chromoxyd, eine blaue durch Kobaltoxyd, eine violette durch wenig Braunstein, eine braunschwarze durch viel Braunstein etc. Wie hier, so verhalten sich diese Metalloxyde auch, wenn sie auf gewöhnliches Glas oder auf Thonwaaren gestrichen und bis zum Schmelzen erhitzt werden. Man nennt sie deswegen Schmelz- oder Glas- und Porcellanfarben (borsaure oder kieselsaure Metalloxyde.)

314. Löthen mit Borax. Wegen der Eigenschaft des Borax, Metalloxyde aufzulösen, benutzt man ihn in der Chemie zur Erkennung von Metalloxyden durch Löthrohrversuche, im ge-

werblichen Leben aber zum Verbinden eines Metalles mit einem andern, zum Löthen.

Versuch. Auf einen Kupferpfennig, den man mit einer Zange in eine Spiritusflamme hält, lege man ein Stückchen Zinn und einen Eisendraht: das Zinn wird zwar schmelzen, aber weder an dem Kupfer noch Eisen festhaften. Nun wiederhole man den Versuch, bestreiche aber zuvor die Kupfermünze und den Draht mit einem Breie aus Boraxpulver und Wasser: der Erfolg ist jetzt ein ganz anderer, denn das schmelzende Zinn vereinigt sich mit beiden Metallen und der Draht erscheint nach dem Erkalten auf der Münze festgelöthet. Die Erklärung dieses verschiedenen Verhaltens ist folgende: Metalle haften nur an Metallen, wenn sie reine, glänzende Oberflächen haben; die reine Oberfläche geht beim Erhitzen der Metalle verloren, weil sich durch den Sauerstoff der Luft eine Oxydschicht auf ihnen bildet, sie wird aber wieder hergestellt durch den Borax, der, wenn er schmilzt, das entstandene Oxyd auflöst.

Fig. 127.



Kieselsaures Natron (Natronsilicate).

315. Wie die Borsäure mit dem Natron eine Verbindung darstellt, die in der Hitze glasartig wird, so giebt auch die der Borsäure sehr ähnliche Kieselsäure (Kieselerde) mit dem Natron, wie auch mit anderen Basen, z. B. mit Kali, Kalk, Bleioxyd, Eisenoxyd etc., glasige (amorphe) Verbindungen. Was wir im gewöhnlichen Leben Glas, Glasur, Email und Schlacke nennen, gehört hierher.

Lösliches Glas. *Versuch.* Man schmelze etwas Soda auf einem Platindrahte vor dem Löthrohr und bringe dann ein wenig feingeriebenen Sand hinzu: es entsteht ein Aufbrausen von entweichender Kohlensäure und später eine klare Perle. Bei

wenig Sand lässt sich das entstandene Glas (basisch kieselsaures Natron) durch lange anhaltendes Kochen in Wasser auflösen; das auf diese Weise oder durch Kochen von feingemahlenem Feuerstein oder Infusorienerde mit starker Natronlauge dargestellte Natronwasserglas findet dieselbe technische Verwendung wie das Kaliwasserglas (291).

Fast unlösliches Glas. Schmilzt man die Soda mit grösseren Mengen von Kieselerde zusammen, so erhält man neutrales oder aber saures kieselsaures Natron, Gläser, welche sich nur sehr schwer in Wasser lösen. Natronsilicate dieser Art sind im Mineralreiche sehr verbreitet, insbesondere mit Thonerdesilicat verbunden (und dann ganz unlöslich), in vielen Arten von Feldspath und anderen Doppelsilicaten.

Ganz unlösliches Glas. Zu einem nicht nur in Wasser, sondern auch in Säuren ganz unlöslichen Glase wird das kieselsaure Natron (oder Kali) erst dann, wenn man mit ihm noch eine zweite, erdige oder metallische Basis, z. B. Kalk oder Bleioxyd, verbindet. Die auf diese Weise erzeugten künstlichen Doppelsilicate stellen unsere gewöhnlichen Glassorten dar.

Glasbereitung.

316. Zur Glasfabrikation dienen hauptsächlich folgende Materialien: a. Quarz, Feuerstein (Flint) oder Sand, b. Pottasche oder Holzasche, c. Soda oder Glaubersalz, d. Kalk oder Kreide, e. Bleiglätte oder Mennige. Diese Substanzen werden feingemahlen mit einander gemengt, in Thontöpfe (Häfen) geschüttet und in einem Ofen so lange erhitzt, bis die Masse gleichmässig flüssig geworden ist. In diesem Zustande lässt sie sich wie Wachs ausdehnen und biegen, ausgiessen und in Formen pressen, zerschneiden und aufblasen und sonach zu allen möglichen Gegenständen verarbeiten; beim Erkalten wird sie spröde und hart. Um die Sprödigkeit in etwas zu vermindern, muss man die Glassachen sehr langsam abkühlen. Schnell erkaltete Glasgefässe springen oft schon, wenn man sie aus einem warmen Zimmer in ein kaltes trägt; durch langsames Erwärmen solcher Gefässe in einem Kessel mit Wasser bis zum Kochen des letzteren und nachheriges sehr langsames Abkühlen lässt sich dieser Fehler einigermaassen verbessern.

Zum Färben und Bemalen von Glas wendet man die 313. genannten Schmelzfarben an. Die milchweisse Färbung, welche wir an dem sogenannten Milchglase der Lampenschirme und dem Email der Uhrenzifferblätter bemerken, wird durch feingemahlene Knochenerde oder Zinnoxyd hervorgebracht, welche zwei Stoffe von der Glasmasse nicht aufgelöst werden, sondern sich nur mechanisch mit derselben vermengen und sie, ähnlich wie die Kreide das Wasser, undurchsichtig machen. Geschliffen werden die Gläser mit Sand und Smirgel, polirt mit Eisenoxyd und Tripel, geätzt durch Flusssäure, durchbohrt auf eine sehr leichte Weise mit einer zerbrochenen Feile, die man öfters mit Terpentinöl befeuchtet.

Die zwei Hauptgattungen von Glas sind:

a. Kron- oder böhmisches Glas (Kalkglas), bestehend aus Kali (Natron), Kalk und Kieselerde = Kalikalksilicat oder Natronkalksilicat. Das erstere ist sehr hart und schmilzt sehr schwer, ist also für chemische Zwecke das brauchbarste.

b. Flint- oder Krystallglas (Bleiglas), bestehend aus Kali, Bleioxyd und Kieselerde = Kalibleioxydsilicat. Dieses ist zwar schwerer und lichtbrechender als das vorige, zugleich aber weicher und leichter schmelzbar; auch widersteht dasselbe den starken Laugen und Säuren nicht so vollständig als das Kalikalkglas.

Das gewöhnliche Flaschenglas enthält dieselben Bestandtheile wie das Kronglas, ausserdem aber noch kieselsaures Eisenoxyd, wodurch es braungelb, oder kieselsaures Eisenoxydul, wodurch es grün bis schwarz gefärbt wird. Dieses Eisen rührt von den unreinen Materialien (gelber Sand und Holzasche) her, welche zur Darstellung der ordinairen Glassorten angewendet werden.

Erkennung der Natriumverbindungen.

317. Die Natriumsalze sind den Kaliumsalzen sehr ähnlich, viele derselben verwittern in der Wärme, weil sie sehr bedeutende Mengen von Krystallwasser in sich schliessen. Durchs Löthrohr auf Platindraht erhitzt, färben sie die äussere Flamme intensiv gelb, ebenso die Spiritusflamme. Im Spectralapparat ge-

ben sie eine sehr charakteristische gelbe Linie. Antimonsaures Kali erzeugt in neutralen oder alkalischen Natronlösungen einen weissen, krystallinischen Niederschlag von antimonsaurem Natron.

Systematische Zusammenstellung der Kalium- und Natriumverbindungen.

Metalle: Kalium.	Natrium.
Oxyde: Kaliumoxyd oder Aetzkali.	Natriumoxyd oder Aetznatron.
Schwefelmetalle: Schwefelkalium oder Kalischwefelleber.	Schwefelnatrium oder Natronschwefelleber.
Haloidsalze: Chlorkalium.	Chlornatrium.
Jodkalium.	Jodnatrium.
Cyankalium.	
Sauerstoffsalze: Kohlensaures Kali oder Pottasche.	Kohlensaures Natron oder Soda.
Zweifach kohlensaures Kali.	Zweifach kohlensaures Natron.
Chlorsaures Kali.	Chlorsaures Natron.
Salpetersaures Kali oder Salpeter.	Salpetersaures Natron oder Chilisalpeter.
Schwefelsaures Kali.	Schwefelsaures Natron oder Glaubersalz.
Zweifach schwefels. Kali.	Zweifach schwefelsaures Natron.
Schwefligsaures Kali.	Schwefligsaures Natron.
Unterschwefligsaures Kali.	Unterschwefligsaures Natron.
Phosphorsaures Kali, ein-, zwei-, dreibasisch etc.	Phosphorsaures Natron, ein-, zwei-, dreibasisch etc.
Basisch kieselsaures Kali.	Basisch kieselsaures Natron.
Neutrales kieselsaures Kali.	Neutrales kieselsaures Natron.
Saures kieselsaures Kali.	Saures kieselsaures Natron.
	Zweif. borsaures Natron od. Borax.
Weinsaures Kali.	Weinsaures Natron.
Zweifach weinsaures Kali oder Weinstein etc.	Kali-Natron-Weinstein.
Zweifach oxalsaures Kali oder Kleesalz etc.	

Lithium.

(Aeq.-Gew. = 7. — Specif. Gew. = 0,59.)

— 1715 von Arfvedson entdeckt. —

318. Das Lithium kommt nur spärlich in einigen Mineralien, z. B. dem Lithionglimmer, vor, spurenweise jedoch auch in einigen Mineralwässern, in der Ackererde, der Holzasche, dem Tabacksrauche und anderen. Es ist silberweiss, weich und so leicht, dass es auf Steinöl schwimmt; auf Wasser gelegt, oxydirt es sich, wie das Natrium, zu Lithiumoxyd oder Lithion, welches als Hydrat dem Kalihydrat ähnlich ist. Die Lithiumsalze färben die Weingeist- und Löthrohrflamme carminroth und geben auch eine carminrothe Spectrallinie. Das phosphorsaure Lithion ist unlöslich, das kohlensaure Lithion schwer löslich, das Chlorlithium sehr leicht löslich.

Caesium und Rubidium.

(Aeq.-Gew. = 133.) (Aeq.-Gew. = 85,4.)

— 1861 von Bunsen und Kirchhoff entdeckt. —

319. Diese zwei Metalle haben insbesondere dadurch ein ungewöhnliches Interesse erregt, dass man die erste Kunde von ihrer Existenz bei optischen Untersuchungen erlangte, welche zugleich zu einer neuen Erkennungsmethode vieler Körper von kaum glaublicher Schärfe führten (siehe Spectralanalyse). Die Namen Caesium und Rubidium sollen daran erinnern, dass die Salze des ersteren zwei charakteristische hellblaue, die des letzteren zwei dunkelrothe Spectrallinien geben; im Uebrigen verhalten die Verbindungen derselben sich den entsprechenden Kaliumverbindungen so ähnlich, dass sie kaum von diesen unterschieden werden können. Auch ihr Vorkommen knüpft sich an die letzteren; das in Salzsoolen, Mineralwässern und Pflanzenaschen enthaltene Kalium wird häufig von kleinen Mengen von Caesium und Rubidium begleitet.

Ammonium ($NH_4 = 18$).

320. Wie der Stickstoff mit 2 Aeq. Kohlenstoff das als ein zusammengesetztes Metalloid anzusehende Cyan darstellt, so lie-

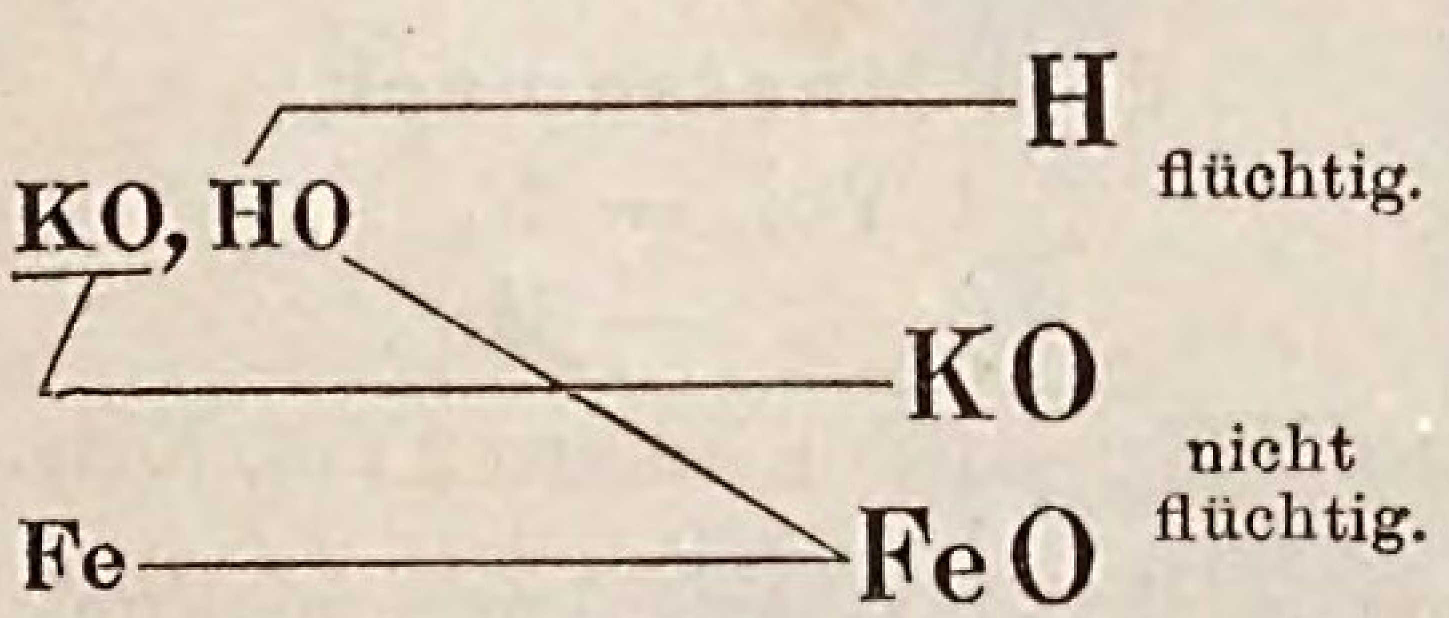
fert derselbe mit 4 Aeq. Wasserstoff eine Verbindung, welche sich wie ein zusammengesetztes Metall und zwar wie ein Alkalimetall verhält, das Ammonium. In freiem Zustande kennt man dasselbe noch nicht, da es sich alsbald in NH_3 (Ammoniak) und H zerlegt; man weiss nur, dass es unter starkem Drucke eine blaue, metallglänzende Flüssigkeit darstellt und mit Quecksilber zu einem Amalgam, mit Schwefel, Chlor und anderen Metalloiden aber zu Verbindungen zusammentritt, welche den Kalium- und Natriumverbindungen sehr ähnlich sind. Ebenso zeigt das Ammoniumoxyd oder Ammon, NH_4O, in seinen Verbindungen mit Säuren ein dem Kali und Natron ganz analoges Verhalten; es ist, wie diese, eine sehr starke Basis, welche man gewöhnlich als eine Verbindung von Ammoniak mit Wasser, $NH_3 + HO$, anzusehen pflegt, weil es in diese zerfällt, sobald es aus einer Salzverbindung in Freiheit gesetzt wird.

Ammoniak (NH_3).

(Aeq.-Gew. = 17. — Specif. Gew. [als Gas] = 0,59.)

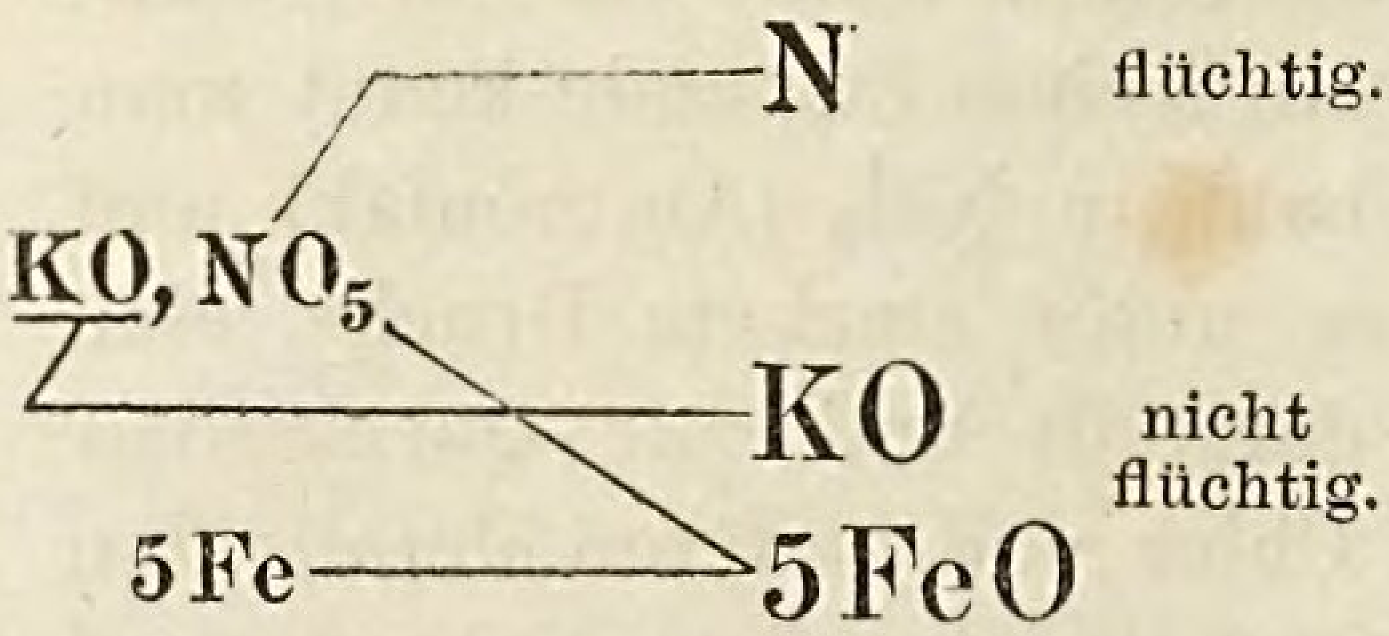
— Lange bekannt; Zusammensetzung 1785 von Berthollet bestimmt. —

321. Ammoniak aus seinen Elementen. *Versuch* a. 4 Grm. feine Eisenfeile und 0,2 Grm. Kalihydrat (Aetzkali) werden genau gemischt und in einem Probirgläschen, welches mit einer gebogenen Glasröhre verbunden ist (Fig. 29), erhitzt. Wenn die atmosphärische Luft entwichen ist, fängt man das sich entwickelnde Gas in einem besonderen Gläschen auf; es lässt sich durch einen brennenden Holzspan entzünden: es ist Wasserstoff. Dieser kommt aus dem Wasser des Kalihydrats, dessen Sauerstoff sich mit dem Eisen verbindet. Das Kali wirkt lediglich in der Weise, dass es das Wasser bis zur Glühhitze festhält: Wasser allein würde sich nur bis 100° erhitzen lassen.



Versuch b. 4 Grm. Eisenfeile und 0,2 Grm. Salpeter werden auf dieselbe Weise erhitzt: man erhält eine Luftart, in der ein brennender Holzspan verlöscht, den bekannten Stick-

stoff. Es geht der Salpetersäure wie dem Wasser: das Eisen entzieht ihr den Sauerstoff und ihr zweiter Bestandtheil, der Stickstoff, wird dadurch in Freiheit gesetzt und entweicht.



Versuch c. Man vereinige die vorigen zwei Versuche zu einem einzigen, man erhitze nämlich 8 Grm. Eisenfeile gleichzeitig mit 0,2 Grm. Kalihydrat und 0,2 Grm. Salpeter, und zwar in einem offenen Probirgläschen: es entwickelt sich weder Wasserstoff noch Stickstoff, sondern eine Verbindung von beiden als eine Luftart von stechendem Geruch, gleich dem des Salmiakgeistes. Ein in das Gläschen gehaltener Streifen von feuchtem rothen Probirpapier wird blau: die neue Luftart ist also basischer Natur; wir nennen sie Ammoniak. Das Ammoniak ist, wie man sieht, eine chemische Verbindung von Wasserstoff und Stickstoff. Diese beiden Körper vereinigen sich aber nur dann mit einander, wenn sie sich in dem Augenblicke begegnen, wo sie eben aus einer anderen Verbindung frei werden (in statu nascenti); kommen sie erst später zusammen, wenn sie bereits gasförmig geworden sind, so findet keine Vereinigung statt.

322. Bestandtheile des Ammoniaks. Wenn Stickstoff sich mit dem Wasserstoff verbindet, so treten immer zusammen:

dem Gewichte nach:	dem Maasse nach:
1 Aeq. N = 14 Grm. und	1 Vol. — N,
3 „ H = 3 „	3 „ — H,
4 Aeq. liefern 17 Grm. oder 1 Aeq. NH_3.	4 Vol. liefern 2 Vol. NH_3.

1 Maass N und 3 Maass H liefern nicht 4 Maass Ammoniakgas, sondern nur 2 Maass; das Ammoniakgas nimmt demnach nur einen halb so grossen Raum ein als seine Bestandtheile vorher einnahmen; es tritt bei dieser chemischen Verbindung eine Verdichtung auf $1/2$ ein. 1 Vol. Ammoniakgas enthält $1/2$ Vol. Stickgas und $1 1/2$ Vol. Wasserstoffgas. Bei der Verbindung des Wasserstoffs mit Sauerstoff zu Wasser beträgt die Verdichtung nur $1/3$ (93); bei der Verbindung des Wasserstoffs mit Chlor zu Salzsäure findet gar keine Verdichtung statt (241). Durch starken

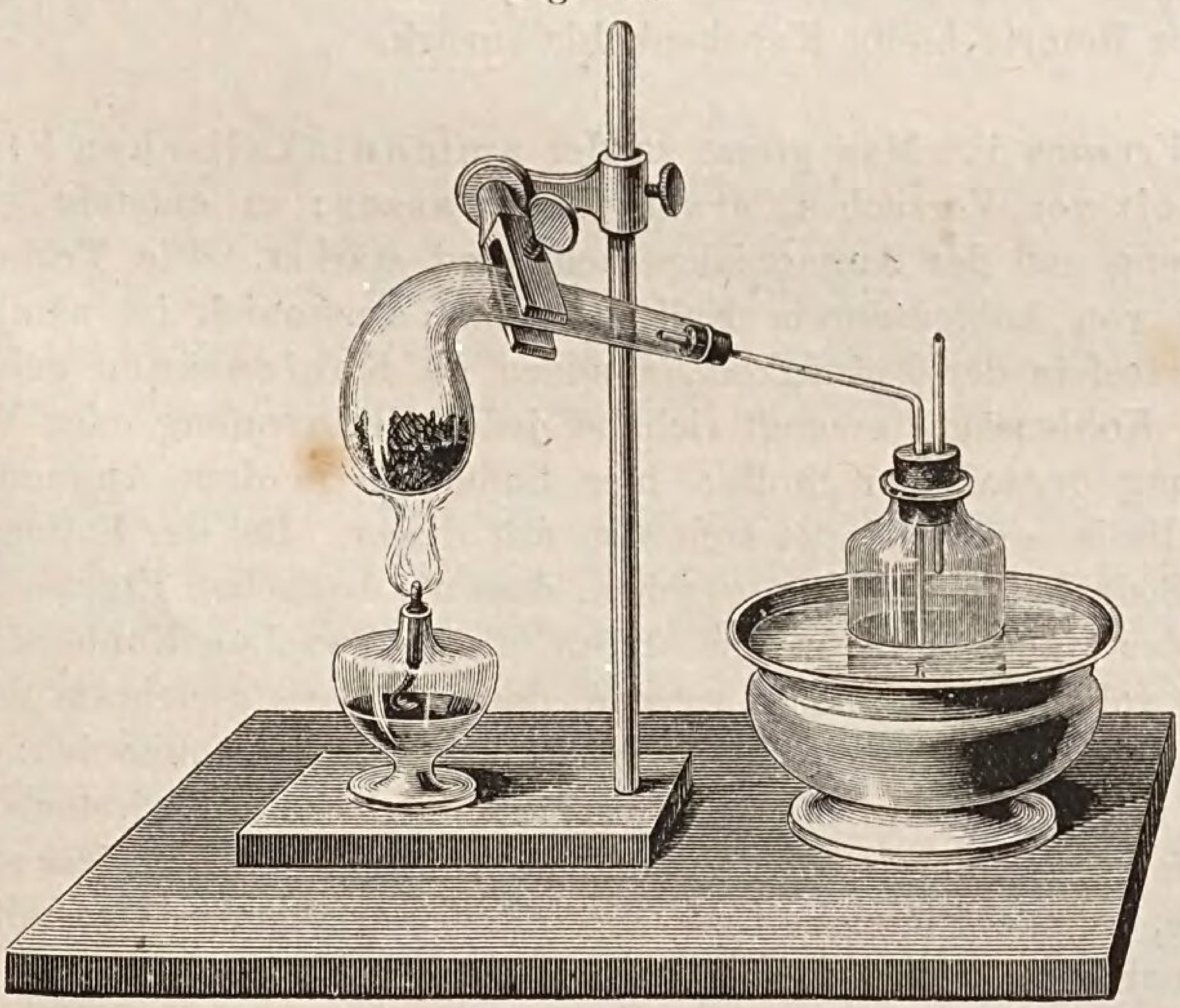
Druck oder starke Kälte lässt sich das Ammoniakgas zu einer Flüssigkeit von nur 0,62 specif. Gewicht verdichten.

Trennt sich von dem Ammoniak 1 Aeq. H, so entsteht Amid, NH_2, welches man in manchen zusammengesetzten metallischen und anderen Verbindungen antrifft.

323. Ammoniak aus thierischen Stoffen. Ammoniak wird auch gebildet, wenn thierische Stoffe der trocknen Destillation unterworfen, d. h. bei abgeschlossener Luft erhitzt werden. In diesen Stoffen ist jederzeit Stickstoff und Wasserstoff enthalten, welche in dem Momente, wo sie durch die Hitze zur Freiheit gelangen, sich mit einander zu Ammoniak vereinigen. Man schlägt diesen Weg ein, um Ammoniakverbindungen im Grossen darzustellen (Ammoniakbildung bei der Fäulniss siehe Nr. 330).

Versuch a. 20 Grm. Knochen werden gröblich zerstossen und in einer Retorte so lange erhitzt, als noch flüchtige Theile

Fig. 128.



daraus entweichen. Mit der Retorte verbindet man durch eine gebogene Glasröhre ein Fläschchen, welches einen Querfinger hoch mit Wasser gefüllt und zur besseren Abkühlung in eine

Schüssel mit Wasser gestellt wird. In den Kork der Vorlage bringt man noch eine zweite, oben und unten offene Glasröhre, durch welche die Gasarten entweichen können, die von dem Wasser nicht verschluckt werden. Diese riechen sehr unangenehm, der Geruch verschwindet aber, wenn man sie anzündet; die Gase brennen dann mit leuchtender Flamme, wie Steinkohlengas, dem sie auch in ihrer Zusammensetzung sehr nahe stehen. In dem Glase setzt sich ein braunschwarzer Theer ab, der unter dem Namen Stinköl oder Franzosenöl bekannt ist; er wird nach Beendigung der trocknen Destillation von der wässrigen Flüssigkeit mittelst Filtration durch ein zuvor mit Wasser angefeuchtetes Papierfiltrum getrennt. Die durchgelaufene Flüssigkeit hält noch etwas Stinköl aufgelöst und hat deshalb eine braune Farbe und einen sehr unangenehmen Geruch. Neben diesem bemerkt man aber zugleich einen stechenden Geruch nach Ammoniak, welches letztere sich auch durch eingetauchtes rothes Probirpapier kund giebt, dessen Farbe in Blau umgeändert wird. In der Retorte bleibt Knochenkohle zurück.

Versuch b. Man giesse zu der ammoniakalischen Flüssigkeit von Versuch a. etwas Kalkwasser: es entsteht eine Trübung und der Ammoniakgeruch wird stärker. Die Trübung rührt von kohlensaurem Kalk her; das Ammoniak ist nämlich nicht frei in der Flüssigkeit, sondern an Kohlensäure gebunden. Kohlensäure erzeugt sich bei jeder Verbrennung oder Verkohlung organischer Stoffe; hier findet sie in dem Ammoniak eine Basis, sie verbindet sich also mit dieser. Bei der Pottasche und Soda hat man schon gesehen, dass die basischen Eigenschaften des Kalis und Natrons durch die (schwache) Kohlensäure nicht vollständig verdeckt werden, dass die Basis gleichsam noch durchschimmert; ganz ebenso verhält sich auch das Ammoniak: obwohl mit Kohlensäure chemisch verbunden, riecht es doch stechend und reagirt alkalisch oder basisch. Sonst brauchte man diese stinkende, braune Flüssigkeit als ein schweisstreibendes Hausmittel und nannte sie Hirschhorngeist, weil man sie, statt aus Knochen, aus Hirschgeweihen darstellte. Aus demselben Grunde erhielt das daraus dargestellte unreine, brenzlich-kohlensaure Ammoniak den noch jetzt häufig vorkommenden Namen Hirschhornsalz (reines kohlensaures Ammoniak siehe 327).

Die Trennung des Ammoniaks von dem anhängenden Stinköl erfolgt am leichtesten, wenn man das erstere in salzsaures oder schwefelsaures Ammoniak verwandelt.

Chlorammonium, salzsaures Ammoniak oder Salmiak (NH_4Cl oder NH_3, HCl).

324. Bereitung. *Versuch.* Die bei dem vorigen Versuche erhaltene ammoniakalische Flüssigkeit wird mit Salzsäure neutralisirt, mit etwas Knochenkohle gekocht und filtrirt. Die Flüssigkeit ist nach der Filtration weniger gefärbt als vorher, weil sich ein grosser Theil der färbenden Stoffe in die Kohle gezogen hat (114); sie giebt nach hinlänglichem Abdampfen braune Krystalle, die durch wiederholtes Auflösen und Kochen mit Kohle endlich ganz farblos werden. Im Handel kommt der krystallisirte Salmiak gewöhnlich als ein krystallinisches Pulver vor, weil man die Krystallisation durch Umrühren stört (52).

Noch häufiger verkauft man ihn als sublimirten Salmiak in der Form von grösseren, durchscheinenden, sehr festen und zähen Kuchen. Man bereitete dieses Salz schon in frühen Zeiten aus Kameelmist in der Provinz Ammonien in Afrika, daher sein Name Sal ammoniacum, oder zusammengezogen Salmiak. In ihm ist, wie in den übrigen Ammoniumsalzen, das Ammoniak durch die (starken) Säuren so vollständig neutralisirt, dass man es nicht mehr durch den Geruch darin wahrnimmt.

Salmiaknebel. *Versuch.* Man schwenke in einem grösseren Becherglase einige Tropfen Salmiakgeist und in einem zweiten einige Tropfen Salzsäure so um, dass die Flüssigkeit sich an den Seitenwänden der Gläser vertheilt, und stürze dann das zweite Glas über das erste: es bilden sich sofort weisse Dämpfe, die bald den ganzen Raum anfüllen und erst nach längerer Zeit sich verdichten. Die Dämpfe sind Salmiak in sehr feiner Vertheilung, der sich inmitten der Luft aus dem in diese abgedunsteten Ammoniakgas und Chlorwasserstoffgas erzeugte. Hierbei vereinigt sich genau 1 Vol. NH_3 mit 1 Vol. HCl; der Wasserstoff der Säure macht das Ammoniak zu Ammonium und dieses tritt mit dem Chlor zu einem neutralen Haloidsalze zusammen. Kleine Mengen von Ammoniak geben sich beim Entweichen dadurch zu

erkennen, dass sie um einen mit Salzsäure benetzten Glasstab herum Nebel bilden.

325. Eigenschaften. Salmiak ist flüchtig. *Versuch* a. Man halte etwas Salmiak auf einem Platinblech über eine Spiritusflamme: er verfliegt in weissen Dämpfen. Alle Ammonsalze sind in der Hitze flüchtig; ist die Säure des Salzes nicht flüchtig, z. B. beim phosphorsauren Ammon, so verdampft nur das Ammoniak desselben. Wird der Salmiakdampf in einem kalten Gefässe verdichtet, so erhält man ihn als einen krümlichen oder derben Sublimat.

Salmiak erzeugt Kälte. *Versuch* b. Man schütte Salmiakpulver in Wasser, in das man ein Thermometer gestellt hat: es löst sich leicht auf und die Quecksilbersäule sinkt bedeutend, weil bei der Verflüssigung Wärme gebunden wird. Man kann auf diese Weise künstliche Kälte erzeugen.

Salmiak und Kalk. *Versuch* c. Wird Salmiak — oder ein anderes Ammoniumsalz — mit gebranntem Kalk oder Kali zusammengerieben, so entwickelt er, weil der Kalk oder das Kali ihm die Salzsäure (328) entzieht, einen starken Ammoniakgeruch. Man braucht dieses Gemenge zuweilen zum Füllen von Riechfläschchen; auch benutzt man dieses Verhalten, um das Ammoniak in seinen Verbindungen zu erkennen. Zur quantitativen Bestimmung des Ammoniaks oder Ammoniums dient Platinchlorid, welches damit einen gelben Niederschlag, ein Doppelsalz von Chlorammonium und Platinchlorid (Platinsalmiak), erzeugt, den man jedoch nicht mit dem Kaliumplatinchlorid verwechseln darf (295).

Salmiak und Metalloxyde. *Versuch* d. Man lege ein linsengrosses Stückchen Zinn auf einen blankgescheuerten Kupferpfennig und halte letzteren mit einer Zange in eine Weingeistflamme (Fig. 127); ist das Zinn geschmolzen, so verreibe man es mit einem Läppchen auf der Münze: es haftet nicht auf derselben. Nun wiederhole man den Versuch, streue aber zugleich etwas Pulver von sublimirtem Salmiak auf die Kupferfläche: das Zinn wird sich jetzt beim Verreiben gleichmässig ausbreiten. Hierauf gründet sich die wichtige Anwendung des Salmiaks zum Verzinnen und Löthen. Die Salzsäure desselben verbindet sich mit dem durch das Erhitzen gebildeten

Kupferoxyd und dadurch entsteht eine glänzende Kupferfläche, auf welcher das geschmolzene Zinn festhaften kann; daher bemerkt man auch während des Verzinnens einen Geruch nach freiem Ammoniak.

Schwefelsaures Ammon oder Ammoniak
(NH_4O, SO_3 oder NH_3, HO, SO_3).

326. Wendet man Schwefelsäure statt Salzsäure zur Neutralisation der obigen ammoniakalischen Flüssigkeit an, so erhält man je nach der mehr oder weniger vollständigen Reinigung ein weisses oder braunes Salz, schwefelsaures Ammoniak. Dieses Salz wird jetzt in grossen Mengen als ein werthvolles Nebenproduct bei der Bereitung von Leuchtgas aus Steinkohlen gewonnen, welche immer etwas Stickstoff enthalten. Bei der trocknen Destillation der Steinkohlen wird deren Stickstoff als Ammoniak entwickelt, welches sich mit dem Leuchtgase verflüchtigt und in dem Wasser, durch welches man das Gas zur Reinigung treibt, auflöst. Aus diesem sogenannten Gaswasser erhält man durch Zusatz von Schwefelsäure, Abdampfen und gelindes Rösten eine schwarze (etwas kohlehaltige) Salzmasse, die als rohes schwefelsaures Ammoniak in den Handel gebracht und theils zur Alaunbereitung, theils als stark treibendes Düngemittel etc. verwendet wird.

Aus dem salzsauren oder schwefelsauren Ammoniak stellt man sich gewöhnlich das reine kohlensaure Ammoniak und das flüssige Ammoniak dar.

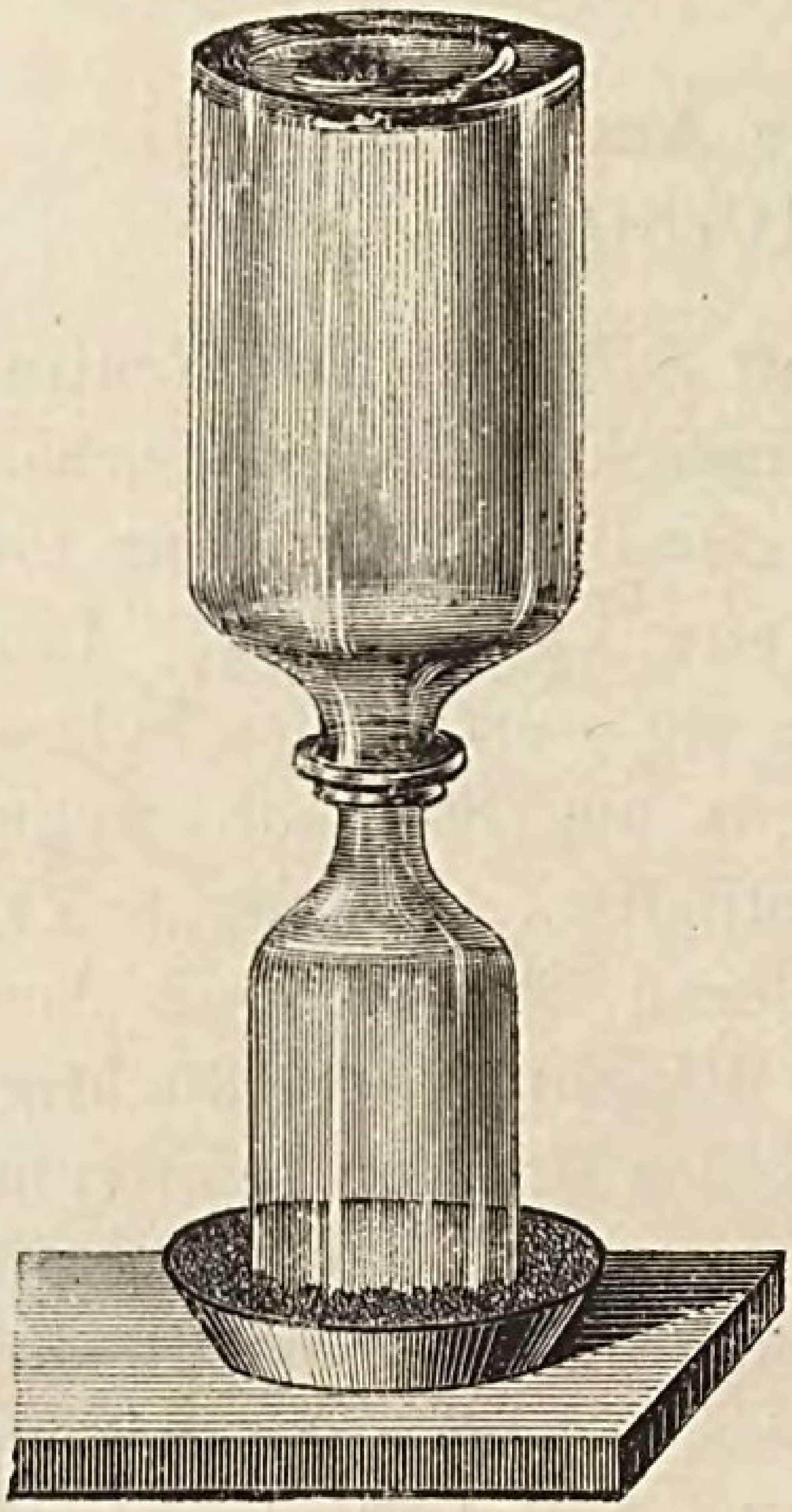
Kohlensaures Ammon oder Ammoniak
($2 NH_4O, 3 CO_2$ oder $2 NH_3, 2 HO, 3 CO_2$).

327. Von dem rohen kohlensauren Ammoniak ist schon die Rede gewesen (323); das reine bereitet man sich aus Salmiak und Kreide durch Sublimation.

Versuch. In ein etwa 100 C.-C. fassendes Gläschen mit dünnem Boden (Fig. 128 a. f. S.) schütte man ein Gemisch von 20 Grm. Kreide und 10 Grm. Salmiak, stelle das Glas in ein Sandbad und erhitze es durch eine Lampe. Sowie sich stechende Dämpfe zeigen, stürzt man ein etwas grösseres leeres Glas über das erstere, in dem sich diese Dämpfe bald zu einer weissen

Salzmasse verdichten werden. Es entsteht durch doppelte Wahlverwandtschaft flüchtiges kohlensaures Ammon, welches sublimirt, und Chlorcalcium, welches zurückbleibt, weil es nicht flüchtig ist.

Fig. 129.



Das kohlensaure Ammon (richtiger anderthalb kohlensaures Ammon) ist eine weisse, stark ammoniakalisch riechende, also bei gewöhnlicher Temperatur flüchtige Masse, die an der Luft nach und nach noch mehr Kohlensäure anzieht und zu zweifach kohlensaurem Ammoniak wird. Man braucht dieses Salz häufig statt der Hefe zum Auftreiben von Backwaaren, z. B. von Pfefferkuchen, es entweicht in der Hitze in Dampfform aus dem Teige und macht ihn blasig und locker. Da dasselbe sich auch bei der Fäulniss thierischer Stoffe erzeugt, so finden wir stets kleine Mengen davon in der atmosphärischen Luft (110).

Andere Ammoniaksalze lassen sich sehr leicht aus dem kohlensauren Ammoniak dadurch darstellen, dass man die Kohlensäure desselben durch andere Säuren austreibt. Oxalsaures Ammon dient als Reagens auf Kalk. Phosphorsaures Natron-Ammon findet sich in reichlicher Menge im gefaulten Menschenurin; man gebraucht es unter dem Namen „Phosphorsalz“ häufig als Flussmittel bei Löthrohrversuchen.

Flüssiges Ammon oder Ammoniak (Salmiakgeist) (NH_4O + Wasser oder NH_3 + Wasser).

328. *Versuch.* 10 Grm. Salmiak und 20 Grm. gelöschter Kalk werden in einem Apparate, wie Fig. 107 angegeben, mit 60 Grm. Wasser übergossen und dann gelinde erhitzt: der Kalk entzieht dem Salmiak, wie man schon oben gesehen, die Salzsäure und bildet Chlorcalcium und Wasser, während das Ammoniakgas entweicht. NH_4Cl oder NH_3, HCl mit CaO, HO geben $NH_3, 2HO$ und $CaCl$. Das Gas steigt, sowie es aus der Röhre kommt, in die Höhe, da es beinahe um die Hälfte

leichter ist als gewöhnliche Luft, es bläut rothes Lackmuspapier und bildet dicke, weisse Dämpfe von Salmiak, wenn man ein mit Salzsäure befeuchtetes Papier hineinhält. Stellt man nun ein mit 40 Grm. Wasser gefülltes Gläschen unter die Röhre, so dass diese den Boden ziemlich erreicht, so wird das Gas aufgelöst und man erhält Ammoniakwasser (Salmiakgeist oder Salmiakspiritus). Ein Maass sehr kaltes Wasser kann mehr als 600 Maass Ammoniakgas verschlucken und wird dadurch beträchtlich leichter (specif. Gew. = 0,88). Da sonach viel latente Wärme frei werden muss, so stellt man das Vorlageglas zur Abkühlung in kaltes Wasser. In den Kork des Kochfläschchens kann man eine zweite unten und oben offene gerade Röhre einpassen, um das Zurücksteigen des Wassers aus der Vorlage zu verhindern, wenn etwa die Erhitzung zufällig schwächer werden sollte. Diese Röhre muss bis auf den Boden des Fläschchens reichen, weil ausserdem das Gas durch sie entweichen würde (Fig. 99).

Der Salmiakgeist ist um so leichter, je mehr er Ammoniakgas enthält; man kann seine Stärke aus diesem Grunde sehr genau durch das specifische Gewicht ermitteln. Bei dem Salmiakgeist des Handels beträgt dasselbe gewöhnlich 0,92. Die wichtigsten Eigenschaften des Ammoniaks sind schon aus dem Früheren bekannt. Wegen seiner ätzenden Eigenschaften wird es auch Aetzammoniak oder kaustisches Ammoniak genannt. Es ist nächst dem Kali und Natron die stärkste Basis. In dem Salmiakgeist kann man sich das Ammoniak auch mit 1 Aeq. Wasser chemisch verbunden als Ammon oder Ammoniumoxyd denken, wodurch eine vollständige Analogie mit der ihr so ähnlichen Aetzkalilauge und Aetznatronlauge hergestellt würde.

Schwefelammonium oder Schwefelwasserstoffammoniak (NH_4S oder NH_3,HS).

329. *Versuch.* Man entwickle, wie 14: angegeben, Schwefelwasserstoffgas, leite es aber, statt in Wasser, in Salmiakgeist, und zwar so lange, als noch Gas aufgenommen wird; dann setze man der Flüssigkeit noch nahezu ebensoviel Salmiakgeist zu, als man erst angewendet hatte. Die farblose Flüssigkeit enthält jetzt Einfach-Schwefelammonium oder eine Verbindung von Ammoniak mit Schwefelwasserstoff und besitzt einen sehr

widerwärtigen Geruch. Sie ist eins der wichtigsten Reagentien auf Metalle, wie dies später ausführlicher gezeigt werden wird. Man muss sie in wohlverstopften, kleinen Gläsern aufbewahren, weil sie sich in Berührung mit der Luft zersetzt und gelb wird, indem sich Ammoniak und Wasser ausscheiden und Zweifach-Schwefelammonium (NH_4S_2) und noch höhere Schwefelungsstufen erzeugen, aus denen sich endlich aller Schwefel abscheidet, so dass nur flüssiges Ammon übrig bleibt. Verbindungen dieser Art bilden sich auch bei der Fäulniss thierischer Stoffe.

Ammoniak, Fäulniss und Verwesung.

330. Ammoniakbildung bei der Fäulniss. Unter Fäulniss verstehen wir die ohne unser Zuthun eintretende, von Entwickelung übler Gase begleitete Zersetzung, welcher die feuchten Pflanzen- und Thierstoffe bei ungenügendem Luftzutritt unterliegen. Bei dieser Zersetzung treten immer, ganz ähnlich wie bei der trocknen Destillation (323), Stickstoff und Wasserstoff der faulenden Körper zu Ammoniak zusammen, welches sich mit der gleichzeitig erzeugten Kohlensäure und den sogenannten Humussubstanzen verbindet. Das kohlensaure Ammoniak ist flüchtig, es kann also in die Luft entweichen; die Verbindungen des Ammoniaks mit den Humussubstanzen sind nicht flüchtig, sie bleiben auf oder in der Erde zurück, wo sie sich bildeten, oder im Wasser, wenn die Fäulniss unter einer Wasserdecke vor sich ging. Die Ackererde enthält daher immer Ammoniak und die reichlich gedüngte mehr als die kärglich gedüngte. Da die thierischen Stoffe weit reicher an Stickstoff sind als die vegetabilischen, so liefern sie bei ihrer fauligen Zersetzung weit mehr Ammoniak als diese. Gefaulter Urin enthält so viel kohlensaures Ammoniak, dass man ihn statt des Seifenwassers zum Waschen von Wolle, ja selbst zur Bereitung von Salmiak anwendet. In den Pferde- und Schafställen entwickelt dasselbe sich nicht selten in solcher Menge, dass es der Stallluft einen stechenden Geruch ertheilt. Stellt man in ersteren einige Schüsseln mit Salzsäure oder verdünnter Schwefelsäure auf, oder besprengt man die faulende Streu, riechende Misthaufen und andere Fäulnissstätten damit, so verschwindet der Geruch, indem das flüchtige kohlensaure Ammoniak sich in geruchloses und bei gewöhnlicher Tem-

peratur nicht mehr flüchtiges Chlorammonium oder schwefelsaures Ammon umwandelt. Man hat also in den Säuren [auch im Gyps (345)] ein einfaches und billiges Mittel, um die Luft in derartigen Räumen zu reinigen und das Ammoniak faulender Stoffe festzuhalten.

Gesellt sich zu dem Ammoniak noch Schwefelwasserstoff, wie dies bei der Fäulniss der meisten thierischen Stoffe (Fleisch, Blut, menschliche Excremente u. a.) der Fall ist, so riechen die Fäulnissgase noch viel widerwärtiger, denn es erzeugt sich dann zugleich Schwefelammonium (329).

331. Verhalten des Ammoniaks bei der Verwesung. Unter Verwesung verstehen wir die ohne unser Zuthun eintretende Zersetzung der feuchten Pflanzen- und Thierstoffe bei vollständigem Luftzutritt. Bei dieser Zersetzung bilden sich, da es an Sauerstoff nicht fehlt, hauptsächlich Sauerstoffverbindungen aus den Elementen der verwesenden Körper, wie auch aus den bei der Fäulniss erzeugten Wasserstoffverbindungen, ganz so wie bei der vollständigen Verbrennung. NH_3 geht dabei in NO_3, weiter in NO_5 und $3HO$ über.

Versuch. Man giesse in ein grösseres Kochfläschchen einige Gramm Salmiakgeist, erwärme es etwas und halte dann eine glühende Spirale von Platindraht (Fig. 70) in die Luft des Gefässes: dieselbe glüht einige Zeit fort und es bilden sich weisse Nebel, die aus salpetrigsaurem Ammoniak bestehen und nach kurzer Zeit sich zu Boden senken. Man wiederhole diese Operation, nämlich das Erwärmen des Fläschchens, das Glühendmachen des Platindrahts und das Eintauchen desselben in die Gefässluft, noch einigemal und setze dann zu dem Salmiakgeist so viel verdünnte Schwefelsäure, bis die Flüssigkeit sauer reagirt. Die Schwefelsäure setzt die salpetrige Säure in Freiheit, und diese lässt sich einmal durch den Geruch, sicherer noch durch in die Flüssigkeit getauchtes Jodstärkepapier (160) erkennen, welches von der freien salpetrigen Säure eben so dunkelblau gefärbt wird, wie durch ozonhaltige Luft.

Da man neuerdings gefunden hat, dass sich salpetrigsaures Ammoniak auch beim Verdunsten von Wasser wie bei verschiedenen Verbrennungsprocessen erzeugt, und dass die atmosphärische Luft immer kleine Mengen dieses Salzes enthält, so ist an-

zunehmen, dass unter gewissen Umständen auch in der Luft und dem Erdboden Ammoniak zu salpetriger Säure oxydirt werde, ähnlich wie dies hier durch den glühenden Platindraht geschehen. Es ist selbst wahrscheinlich, dass die Salpetersäure sich meist aus Ammoniak durch weitere Oxydation erzeuge: $NH_3 + 8\,O = NO_5 + 3\,HO$.

Ammoniak und Pflanzenwachsthum.

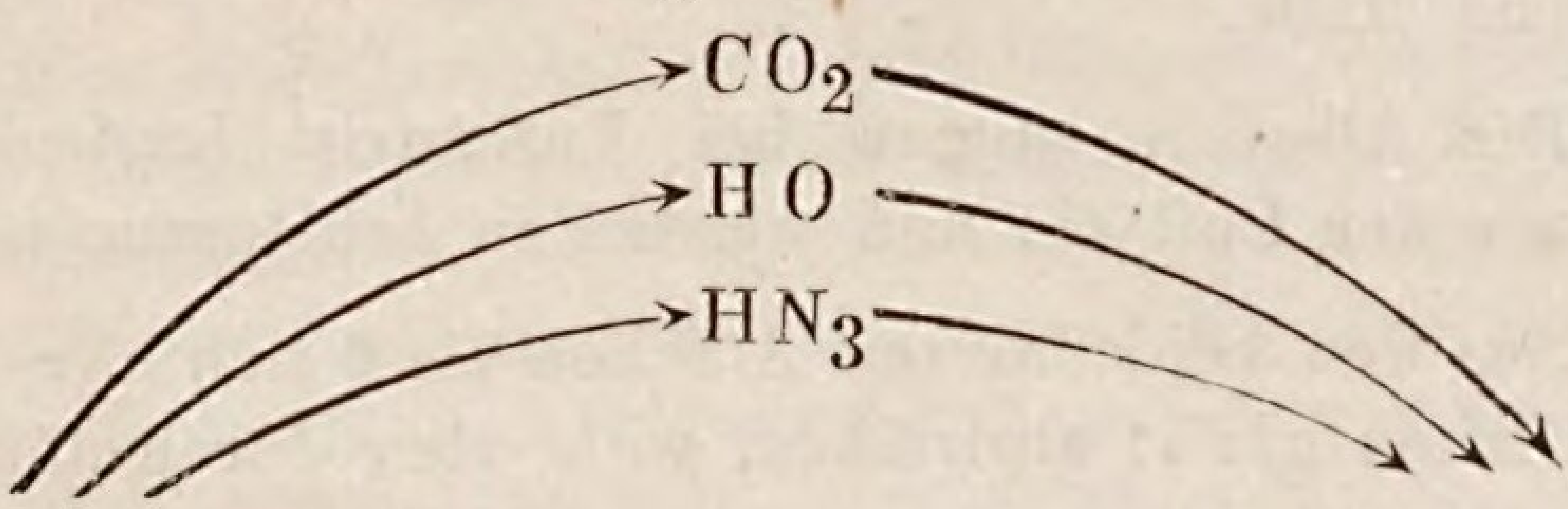
332. Ammoniak als Düngemittel. Alle Pflanzen bedürfen einer Stickstoffverbindung zum Aufbau ihrer stickstoffhaltigen Organe und Bestandtheile; der freie Stickstoff, welchen die atmosphärische Luft enthält, ist zu diesem Zwecke nicht verwendbar, er wird von den Pflanzen nicht assimilirt. Wohl aber lehrt die landwirthschaftliche Erfahrung, dass die Wasserstoff- und die Sauerstoffverbindung des Stickstoffs, das Ammoniak und die Salpetersäure, wie deren Salze, in hohem Grade die Kraft besitzen, die Pflanzen zu einem schnellern und kräftigern Wachsthum anzutreiben. Der Landwirth rechnet daher die ammoniakreiche, gefaulte Jauche, den ammoniakreichen Peruguano, das schwefelsaure Ammoniak, den Chilisalpeter und den salpeterreichen, alten Compost zu den treibenden Düngemitteln.

Aehnlich wirken auch die stickstoffreichen thierischen Stoffe, als: Blut, Fleisch u. a., nur tritt bei ihnen die Wirkung langsamer ein, weil sie im Erdboden erst dem Process der Fäulniss oder Ammoniakbildung unterliegen müssen, ehe sie von den Pflanzenwurzeln aufgenommen werden können. Wenn die Knochen verfaulen, so bildet sich aus ihrem stickstoffreichen Knorpel oder Leim gleichfalls kohlensaures Ammoniak, und darin liegt die andere wohlthätige Wirkung (225), welche das Kochenmehl auf das Wachsthum unserer Culturpflanzen ausübt. Wie die Verflüchtigung desselben zu verhindern, ist in 330 angegeben.

Die wildwachsenden Pflanzen sind bezüglich ihres Stickstoffbedarfs auf das kohlensaure und salpetrigsaure Ammoniak der Luft und auf den natürlichen Ammoniak- und Stickstoffgehalt der humosen Bodenbestandtheile angewiesen. Die Culturpflanzen schöpfen gleicherweise aus denselben Quellen, aber sie erhalten noch einen Zuschuss durch den dem Boden einverleibten Dünger.

Kreislauf des Ammoniaks. Aus dem Vorhergehenden erhellt, dass auch bei dem Ammoniak ein ähnlicher Kreislauf wie bei der Kohlensäure und dem Wasser (203), den zwei anderen Hauptnahrungsmitteln für die Pflanzenwelt, stattfindet, und wir müssen staunen, auf welche einfache Weise die schöpferische Allmacht Tod und Leben mit einander verknüpft hat. Bei der Fäulniss und Verwesung werden die todten Thiere und Pflanzen in Kohlensäure, Wasser und Ammoniak oder Salpetersäure verwandelt, und aus diesen Zersetzungsproducten entstehen wieder, unter Beihülfe gewisser Mineralstoffe, alle die zahllosen Pflanzen, die unsere Erdoberfläche bedecken.

Fig. 130.



Todte Thiere und Pflanzen. Lebende Pflanzen.

Systematische Zusammenstellung der Ammonium- resp. Ammoniakverbindungen.

Ammonium	NH_4		
Ammoniumoxyd . . .	NH_4O	NH_3,HO	Ammoniakhydrat.
oder Ammon.		NH_3	Ammoniak.
		NH_2	Amid.
Schwefelammonium .	NH_4S	NH_3,HS	Schwefelwasserstoff-Ammoniak.
Chlorammonium . . .	NH_4Cl	NH_3,HCl	Salzsaur. Ammoniak
Schwefelsaures Ammon	NH_4O,SO_3	NH_3,SO_3,HO . .	Schwefels. „
Salpetersaures „	NH_4O,NO_5	NH_3,NO_5,HO .	Salpeters. „
Salpetrigsaures „	NH_4O,NO_3	NH_3,NO_3,HO .	Salpetrigs. „
Kohlensaures „	$2NH_4O,3CO_2$	$2NH_3,2HO,3CO_2$	Kohlens. „

Rückblick auf die Alkalimetalle.

(Kalium, Natrium, Ammonium etc.)

1) Die Alkalimetalle haben unter allen Elementen die grösste Affinität zum Sauerstoff; sie zersetzen das Wasser mit Heftigkeit.

2) Die Oxyde derselben sind die kräftigsten Basen. Kaliumoxyd wird gewöhnlich Kali oder Aetzkali, Natriumoxyd Natron oder Aetznatron genannt. Hierher ist auch das zusammengesetzte Ammmoniumoxyd oder Ammon (Ammoniak + Wasser) zu rechnen.

3) Man nennt diese drei Oxyde gewöhnlich Alkalien, auch ätzende Alkalien. Sonst hiess das Kali vegetabilisches Laugensalz, das Natron mineralisches Laugensalz, das Ammoniak flüchtiges Laugensalz.

4) Die Alkalien sind leicht löslich in Wasser, schmecken scharf laugenhaft oder basisch und wirken stark ätzend auf organische Stoffe.

5) Die Alkalien saugen bei Luftzutritt begierig Kohlensäure aus der Luft ein und werden zu kohlensauren Alkalien.

6) Aus den kohlensauren Alkalien lässt sich die Kohlensäure durch Glühen nicht austreiben, wohl aber durch stärkere Säuren.

7) Die kohlensauren Alkalien sind leicht löslich in Wasser, schmecken gleichfalls laugenhaft und reagiren basisch.

8) Kali und Natron geben mit Sand geschmolzen Glas; mit Fetten eine Seife, die sich im Wasser auflöst.

9) Die meisten Salze, welche die Alkalien mit Säuren bilden, sind im Wasser löslich. Von den Kalisalzen sind die meisten luftbeständig, einige zerfliesslich; von den Natronsalzen enthalten die meisten Krystallwasser und verwittern in trockner Luft.

10) Kali- und Natronsalze sind in der Hitze nicht flüchtig, wohl aber die Ammonsalze.

11) Eine schwächere Basis kann oft einer stärkeren die Säure wegnehmen, wenn sie mit dieser Säure eine unlösliche Verbindung bildet.

Zweite Gruppe: Erdalkalimetalle.

— 1808 von Davy entdeckt. —

Calcium (Ca).

(Aeq.-Gew. = 20 [Kalkerdemetall]. — Specif. Gew. = 1,55.)

Kohlensaurer Kalk (CaO, CO_2).

333. Dass die Kreide aus Calciumoxyd und Kohlensäure, aus kohlensaurem Kalk besteht, ist bereits bekannt, sie diente ja in mehren früheren Versuchen zur Bereitung der Kohlensäure. Dieselben Bestandtheile — 56 Proc. Kalk und 44 Proc. Kohlensäure — finden wir auch in dem Marmor und den gewöhnlichen Kalksteinen. Ganze Gebirgszüge bestehen aus Kalkstein; ganze Länder haben einen Kalk- oder Kreideboden; der kohlensaure Kalk ist ein Hauptbestandtheil unseres Erdballes. Wir treffen ihn auch durchsichtig und in Rhomboëdern (Fig. 126) oder sechsseitigen Säulen krystallisirt an und nennen ihn dann Kalkspath; dagegen erhält er den Namen Arragonit, wenn er in der Form einer geraden rhombischen Säule krystallisirt ist (der kohlensaure Kalk ist dimorph). Kalkreiche Erdarten führen den Namen Mergel (Thonmergel, Sandmergel etc.). Endlich bestehen auch viele thierische Gebilde aus kohlensaurem Kalk, so namentlich die Muschel- und Eierschalen, die Korallen, Perlen u. a. Die grosse Verschiedenheit, welche diese Kalkfossilien im Aeusseren zeigen, kann nicht befremden; sehen wir doch bei unserem gewöhnlichen Zucker eine ähnliche Mannigfaltigkeit der Form; im Kandis haben wir ihn krystallisirt, im Hutzucker körnig-krystallinisch, in den Bonbons glasartig-amorph, im gestossenen Zucker pulverig-amorph.

Lithographie. Alle Kalksteine brausen, wenn man eine Säure auftröpfelt, und lassen sich dadurch leicht von anderen Steinen unterscheiden. Bestreicht man einen Kalkstein an einzelnen Stellen mit Fett oder Firnissfarbe und giesst dann eine Säure, am besten verdünnte Salpetersäure, darauf, so löst sich der Kalk nur da auf,

wo er frei geblieben ist, nicht aber an den fettigen Stellen, diese bleiben demnach erhaben. Wird ein so geätzter Stein mit Buchdruckerschwärze überwalzt, so haftet diese nur an den erhabenen Orten fest und lässt sich von da auf Papier abdrucken. So verfährt man bei der Steindruckerei. Die hierzu passenden Kalksteine heissen lithographische Steine.

334. Hartes Wasser. *Versuch.* Man blase durch eine Glasröhre in Kalkwasser: es entsteht ein Niederschlag von kohlensaurem Kalk; man blase längere Zeit fort: der Niederschlag wird sich zum grössten Theile wieder auflösen. Die Kohlensäure des Athems schlägt erst den Kalk nieder, dann löst sie ihn wieder auf. Der kohlensaure Kalk ist ganz unlöslich im Wasser, er ist aber löslich in kohlensäurehaltigem Wasser, indem er in zweifach- oder doppelt-kohlensauren Kalk übergeht. Man versetze einen Theil dieses Wassers mit einigen Tropfen Seifenwasser oder Seifenspiritus: es entsteht eine Trübung und später setzen sich weisse Flocken ab, die zwischen den Fingern gerieben klebrig werden; die trübe Flüssigkeit giebt beim Schütteln keinen Schaum und reinigt nicht beim Waschen, während kalkfreies Wasser mit Seife stark schäumt und gut reinigt. Die ausgeschiedene klebrige Masse ist unlösliche Kalkseife, die sich aus der löslichen Natronseife erzeugt hat. Man nennt die kalkhaltigen Wässer harte; am härtesten sind die gypshaltigen; sie eignen sich auch nicht zum Weichkochen von Hülsenfrüchten.

Tropfstein. Kalksinter. *Versuch.* Von dem harten, kalkhaltigen Wasser des vorigen Versuchs lasse man einen Theil an der Luft stehen: dasselbe trübt sich und der kohlensaure Kalk setzt sich langsam ab, indem die eingeblasene Kohlensäure langsam verdunstet. Einen andern Theil des harten Wassers koche man in einem Probirgläschen: man sieht die Kohlensäure in Blasen entweichen und der kohlensaure Kalk wird schnell ausgeschieden. Was hier im Kleinen geschieht, erfolgt in der Natur sehr allgemein im Grossen. In jeder Erde, wo organische Stoffe verwesen, findet das durchsickernde Wasser Kohlensäure; daher enthält fast alles Quellwasser Kohlensäure; in den meisten Erd- und Steinarten findet das gebildete kohlensaure Wasser kohlensauren Kalk, von dem es etwas auflöst, daher enthält fast alles Quellwasser kohlensauren Kalk und erscheint hart.

Fliesst dieses Wasser in Bächen weiter oder verweilt es längere Zeit in Sammelteichen, so entweicht die Kohlensäure wieder und der kohlensaure Kalk setzt sich als Schlamm ab; man nennt das kalkfreie Wasser nun weiches Wasser (Flusswasser, Teichwasser etc.); es schäumt stark mit Seife.

Dasselbe geschieht, wenn kalkhaltiges Wasser beim Durchsickern durch Erdschichten oder Felsenspalten hohle Räume antrifft; in diesen scheidet der kohlensaure Kalk sich oft steinartig aus und heisst dann Tropfstein oder Kalksinter, auch Kalktuff. In Kellern und unter Brücken findet man nicht selten die Wände mit einer Kruste von Tropfstein überzogen. Der aus dem Carlsbader Wasser sich absetzende Sprudelstein ist der Hauptsache nach gleichfalls kohlensaurer Kalk. Kocht man hartes Wasser, so muss der kohlensaure Kalk auch niederfallen; dies geschieht besonders da in auffälliger Weise, wo grosse Wassermengen verdampfen, z. B. in Dampfkesseln (Kesselschlamm oder Kesselstein). Die meisten Kesselsteine bestehen aus schwefelsaurem Kalk und rühren von gypshaltigem Wasser her.

Calciumoxyd, Aetzkalk oder gebrannter Kalk (CaO).

(Aeq.-Gew. = 28; als Hydrat = 37.)

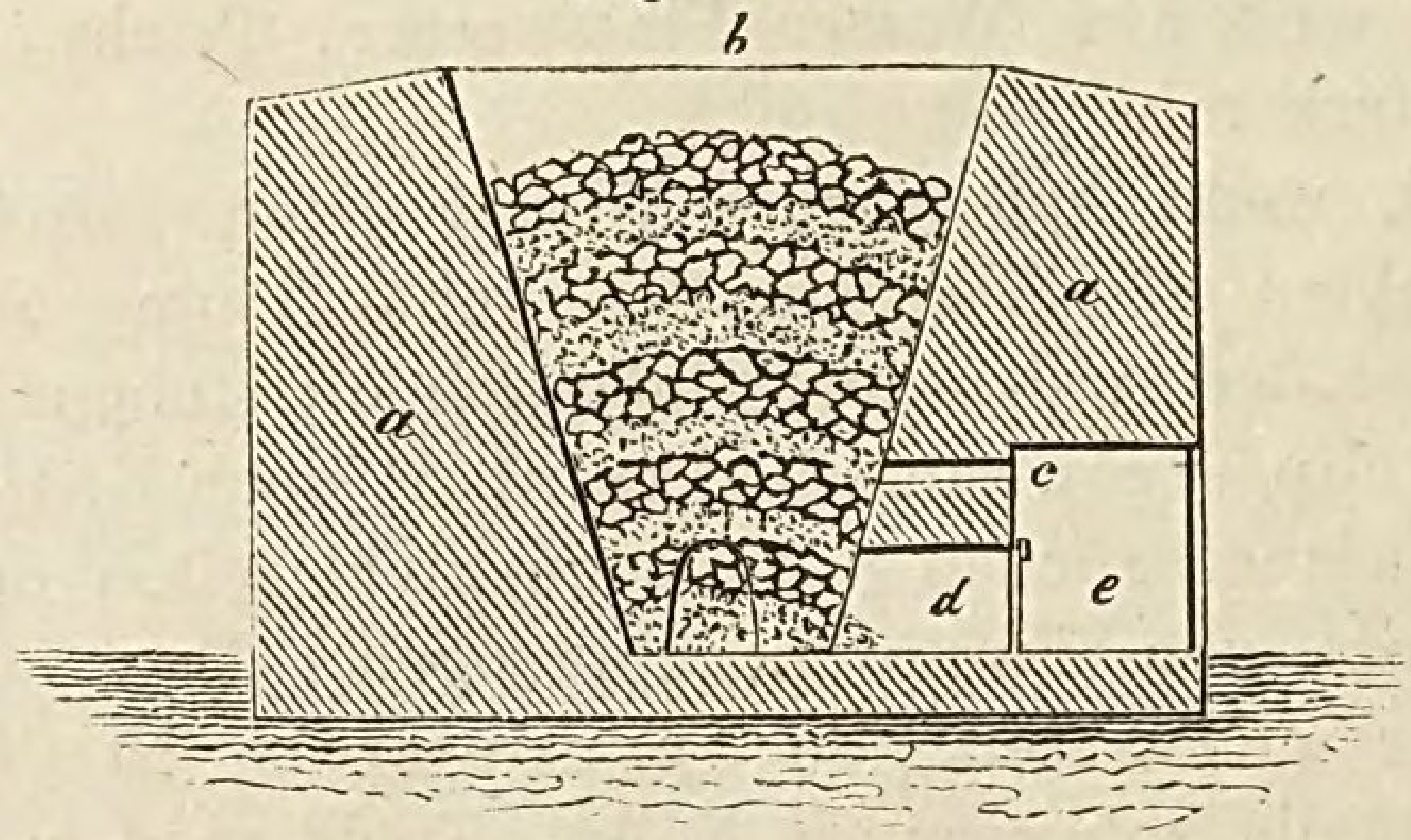
335. Kalkbrennen. *Versuch.* Man lege ein Stückchen Kreide auf Kohle und erhitze es durch die Löthrohrflamme so stark, dass es mehre Minuten lang lebhaft glüht: es wird jetzt viel leichter geworden sein als vorher, nicht mehr abfärben und nicht mehr mit Säuren brausen; es hat durch das Glühen die Kohlensäure verloren und heisst nun gebrannter Kalk oder kurzweg Kalk. Wird etwas davon auf angefeuchtetes rothes Lackmuspapier gelegt, so hinterlässt es blaue Flecke; es reagirt also basisch, was die Kreide nicht thut.

Kalkbrennen im Grossen. Das Brennen des Kalksteins im Grossen geschieht bekanntlich in besonderen Oefen, von denen diejenigen die vortheilhaftesten sind, welche in ununterbrochenem Gange erhalten werden.

Ein für Steinkohlen eingerichteter einfacher Ofen solcher Art ist der nachstehende, Fig. 131 (a. f. S.). Der von den Mauern *a* umschlossene, nach unten enger werdende Schacht *b* wird mit abwechselnden Schichten von Steinkohle und Kalkstein, die man

oben aufschüttet, immer voll erhalten. Unten hat der Ofen drei Seitenöffnungen, von denen hier nur eine, *c*, *d*, sichtbar ist, durch

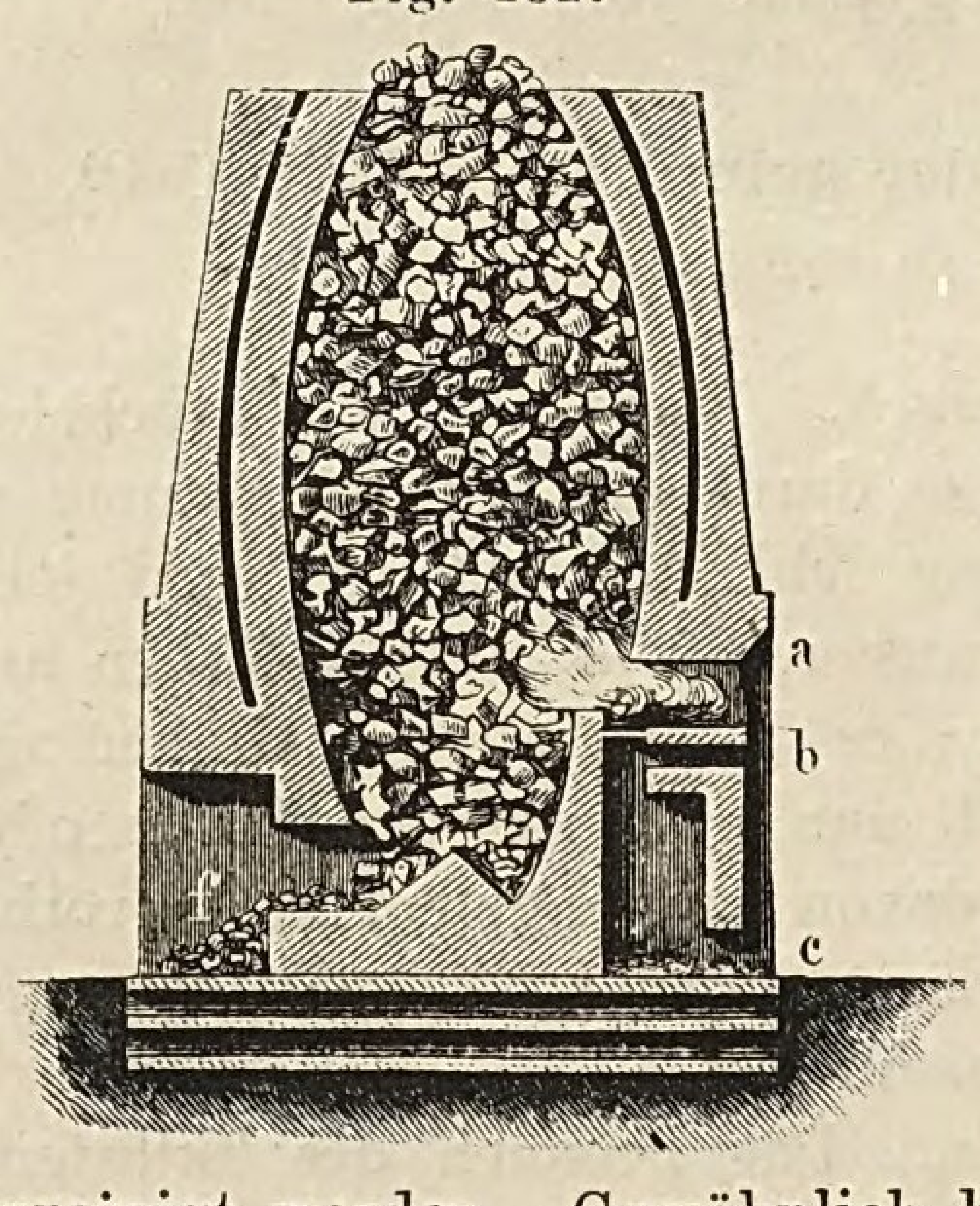
Fig. 131.



welche man den glühenden Kalk, so weit er gut gebrannt ist, von Zeit zu Zeit herauszieht. Die Asche der Steinkohlen kommt hier unter den gebrannten Kalk und dieser wird sonach um so unreiner werden, je mehr die Steinkohle erdige Beimengungen enthielt.

Bei der folgenden Construction, Fig. 132, vermeidet man diesen Uebelstand und ist zugleich im Stande, Brennmaterialien von geringer Qualität und geringer Festigkeit, z. B. Torf, Braunkohle, Gruss von Steinkohle etc., zu benutzen. *a* ist die Heizöffnung mit dem Roste, auf dem das Brennmaterial für sich, nicht in dem Ofenschachte sondern neben demselben, verbrannt wird; *b* die Oeffnung für den Luftzug, *c* und *d* der Aschenfall. Wie bei dem Flammenofen schlägt auch hier nur die Flamme in den Schacht des Ofens hinein, der mit Kalksteinen angefüllt wird; der Kalk kann also nicht durch die Asche des Brennmaterials verunreinigt werden. Gewöhnlich hat ein Ofen mehre solcher Feuerungen. Bei *f* zieht man den gargebrannten Kalk heraus, während oben immer wieder frischer kohlensaurer Kalk zugeschüttet wird. Solche Oefen können jahrelang, so lange die Umfassungsmauern überhaupt halten, ohne Unterbrechung im Gange erhalten werden.

Fig. 132.



336. Aetzkalk. *Versuch.* Man wickle ein Stück gebrannten Kalk in ein Papier oder Leinwandläppchen ein und lege es einige Wochen bei Seite: Papier und Leinwand werden nach einiger Zeit so mürbe geworden sein, dass man sie mit Leichtigkeit zerzupfen kann; der Kalk hat sie, wie man zu sagen pflegt, zerfressen. Gebrannter Kalk wirkt also, ähnlich dem Aetzkali und Aetznatron, ätzend auf organische Stoffe, und deswegen wird er auch häufig Aetzkalk genannt. Reibt man Kalkbrei zwischen den Fingern, so kann man seine ätzende Wirkung auf die Haut leicht durchs Gefühl bemerken. In den Gerbereien legt man die Häute in Kalkmilch, um sie so weit aufzulockern, dass sich die Haare abreiben lassen. In der Landwirthschaft ist es zweckmässig, das Unkraut, z. B. Quecken etc., mit Kalk gemengt, auf Haufen zu schichten, weil durch den Kalk eine viel schnellere Verwesung der Pflanzentheile zu Dünger bewirkt wird. Ganz falsch dagegen ist es, den schon verwesten oder gefaulten Dünger mit Kalk zu vermengen, denn in diesem sind Ammoniaksalze enthalten, deren Ammoniak durch den Kalk ausgetrieben wird; er muss also an Wirksamkeit verlieren.

Die angegebenen Wirkungen des gebrannten Kalkes sind dem starken basischen Naturell desselben zuzuschreiben; Calciumoxyd ist eine so kräftige Basis, dass sie nur von den Alkalien an Wirkungsstärke übertroffen wird. Man benutzt dasselbe häufig in der Chemie, um schwächere Basen aus ihren Salzen abzuscheiden. Es stellt das Radical der Calciumsalze dar, welche durch ihr Verhalten zur Oxalsäure (261) und dadurch erkannt werden, dass sie die Weingeistflamme gelbroth färben und eine orangegelbe und eine grüne Spectrallinie geben.

337. Kalkhydrat (CaO, HO). Der gebrannte Kalk hat, dem Kali gleich, zwei starke Leidenschaften, nämlich zum Wasser und zur Kohlensäure. Lässt man ihn an der Luft liegen, so zieht er erst Wasser an und zerfällt dabei zu Pulver (er löscht sich selbst); später saugt er auch Kohlensäure ein und braust dann wieder mit Säuren. Von dem schnellen Löschen des Kalkes durch Besprengen mit Wasser und der dabei stattfindenden Erhitzung ist schon früher (33) die Rede gewesen. 3 Pfund Kalk binden 1 Pfd. Wasser und geben ein staubiges Pulver von Kalkhydrat oder gelöschtem Kalk. Mit Wasser angerührt wird

daraus Kalkbrei, mit mehr Wasser Kalkmilch, mit der 800fachen Wassermenge eine wirkliche, klare Auflösung, Kalkwasser, dessen Eigenschaften schon in 47 angegeben wurden. Kochendes Wasser löst nur halb so viel auf als kaltes, also ein ähnlicher Fall wie beim Glaubersalze. Wegen der grossen Affinität des gebrannten Kalkes zum Wasser kann man ihn anwenden, um feuchte Locale auszutrocknen und um aus gewöhnlichem Weingeist wasserfreien oder absoluten zu machen.

Kalk und Kohlensäure. Beispiele davon, dass der gebrannte Kalk sich begierig mit der Kohlensäure verbindet, sind schon genug dagewesen, z. B. bei den Verbrennungsversuchen und der Bereitung von Aetzkali und Aetznatron. Man hat in ihm daher ein gutes Mittel, um Luft, die viel Kohlensäure enthält, zu reinigen, z. B. die Luft in alten Kellern, Brunnen und Bergwerken, oder in Kellern, in denen sich gährende Flüssigkeiten, wie Weinmost, Bierwürze oder Branntweinmeische etc., befinden. Auch dem rohen Leuchtgase entzieht man gewöhnlich durch Kalkmilch seine Kohlensäure, sowie zugleich das beigemengte Schwefelwasserstoffgas. Wir benutzen die Kalkmilch ferner allgemein zum Ausweissen unserer Stuben; der Ueberzug wird an den Wänden schnell weiss und besteht nach dem Trocknen nicht mehr aus Kalkhydrat, sondern aus Kreide.

Kalk als Mörtel.

338. Luftmörtel. Einzelne Holzstücken werden mit Leim zusammengeklebt, einzelne Steine mit Kalkbrei, zu dem man zuvor Sand gemischt hat (Mörtel). Dies ist die wichtigste Benutzung des Kalks. Ein Gemenge von Kalkbrei und Sand wird an der Luft nach und nach hart und steinartig, daher sein Name: Luftmörtel. Das Hartwerden ist dreierlei Ursachen zuzuschreiben: 1) das Wasser verdunstet und das Kalkhydrat bleibt als eine zusammenhängende Masse zurück; 2) der Kalk zieht Kohlensäure aus der Luft an und es bildet sich ein Gemisch von Kalkhydrat und kohlensaurem Kalk (basisch-kohlensaurer Kalk), welches eine grössere Festigkeit besitzt als beide Körper allein; 3) an der Oberfläche des Sandes entsteht nach und nach eine chemische Verbindung der Kieselsäure mit dem Kalk (Kalksilicat), beide verwachsen gleichsam mit einander. Hierdurch insbeson-

dere erklärt sich die ausserordentliche Festigkeit des Mörtels an alten Bauwerken. Wenn unsere Gebäude Jahrhunderte alt sind, so wird der Mörtel daran gewiss auch dieselbe Festigkeit haben, vorausgesetzt, dass man ihn mit gutem Quarzsande, nicht aber, wie es so oft geschieht, mit lehmigem oder glimmrigem Sande bereitete. Der Sand vermindert ausserdem noch das Schwinden oder Zusammenziehen des Mörtels; Kalkbrei ohne Sand trocknet zu einer rissigen Masse ein, nicht aber, wenn er mit Sand versetzt worden. Alter Mörtel besteht also aus Kalkhydrat, kohlensaurem Kalk, etwas kieselsaurem Kalk und Kieselerde (Sand).

Wassermörtel. Brennt man einen Kalkstein, in dem Thon enthalten ist (mageren Kalkstein), oder ein inniges Gemenge von Kreide mit $\frac{1}{5}$ Thon bei gelinder Glühhitze, so erhält man gebrannten Kalk, welcher mit Wasser und Sand einen Mörtel giebt, der wie Gyps schnell erstarrt und unter Wasser nach und nach steinhart wird; er heisst Wassermörtel oder hydraulischer Kalk (römischer Cement, Portland Cement etc.) und ist ein vortreffliches Bindemittel für die Steine bei Brücken- und anderen Wasserbauten. Thon ist kieselsaure Thonerde; beide Bestandtheile dieser Verbindung erfahren beim Brennen eine Aufschliessung durch den Kalk, indem sie mit diesem Kalksilicat und Kalkaluminat bilden, welche die Fähigkeit besitzen, unter Bindung von Wasser steinähnlich zu erhärten. Ein anderes Verfahren, hydraulischen Kalk darzustellen, besteht darin, dass man dem gewöhnlichen Kalkbrei solche Thonsilicate, welche aufgeschlossene Kieselerde enthalten und mit Salzsäure gelatiniren, beimischt. Obenan unter diesen stehen die vulcanischen Aschen, zumal die Puzzolane vom Vesuv und der Trass aus dem Brohlthale am Rhein; auch manche Steinkohlenaschen und Schlacken leisten gleiche Dienste. Die Wirkung dieser sogenannten Cemente erklärt sich auf dieselbe Weise wie oben angegeben.

Kalk als Düngemittel.

339. Verbrennt man Pflanzen, so erhält man immer, sie mögen gewachsen sein, wo sie wollen, eine Asche, welche grössere oder geringere Mengen von Kalk enthält. So hat man beispielsweise in 1000 Pfd. völlig trockner Pflanzenmasse an Kalk gefunden: in Nadelholz 2 Pfd., Laubholz 4 Pfd., Reisig 6 Pfd.,

in Baumblättern im Frühjahr 6 bis 8 Pfd., im Herbst 20 bis 25 Pfd; ferner in Getreidekörnern $\frac{1}{2}$ bis 1 Pfd., in Getreidestroh 3 bis 4 Pfd., in Erbsenkörnern 2 Pfd., Erbsenstroh 22 Pfd.; in Rapskörnern 6 Pfd., in Rapsstroh 12 Pfd., in Kartoffeln 1 Pfd., Runkelrüben 3 Pfd., Heu 9 Pfd., Grummet 12 Pfd., Kleeheu 20 bis 24 Pfd., in Tabacksblättern 70 bis 80 Pfd. u. a. m. Die Blattgebilde stellen sonach die kalkreichsten, die Samen, Wurzeln und Knollen die kalkärmsten Pflanzentheile dar.

Fehlt es einem Erdboden an hinlänglichem Kalk, so können diese Pflanzen nicht kräftig wachsen, wohl aber können sie dies, wie die tägliche landwirthschaftliche Erfahrung lehrt, wenn man diesem Mangel durch Zufuhr von Kalk oder Mergel abhilft. Nächstdem übt der Kalk aber auch noch mannigfache wohlthätige Wirkungen auf den Boden und gewisse Bodenbestandtheile aus, als z. B.: er verbessert einseitige Bodenmischungen, in denen er die zu bündigen Thonböden lockert, die zu lockeren Sandböden bündiger macht; er verbessert die sogenannten sauren, moorigen und torfigen Bodenarten, indem er deren Säuren neutralisirt und die löslichen und schädlichen Eisenoxydul- und Thonerdeverbindungen derselben unlöslich macht; er treibt die schwer zersetzbaren organischen oder humosen Stoffe zu einem schnelleren Zerfallen in pflanzennährende Kohlensäure, Wasser, Ammoniak und Salpetersäure durch die Fäulniss und Verwesung an (336); er beschleunigt in ähnlicher Weise die Verwitterung und Aufschliessung mancher unlöslichen unorganischen Bodenbestandtheile, die mineralische Pflanzennährstoffe in sich schliessen u. a. m.

Calcium (Ca).

340. Der Aetzkalk ist ein Metalloxyd, er besteht aus einem eigenthümlichen Metall, Calcium, und Sauerstoff, und wird daher mit CaO bezeichnet. In dieser Verbindung wird der Sauerstoff so fest gehalten, dass es höchst schwierig ist, ihn daraus abzuscheiden und das Metall zu isoliren. Man hielt den Kalk aus diesem Grunde früher für ein Element und bezeichnete ihn seiner schweren Löslichkeit wegen als eine „Erde", bis Davy die Zerlegbarkeit der Erden und Alkalien, wie die metallischen Radicale darin, mit Hülfe seiner Volta'schen Riesensäule nachwies. Man kann die Metalle der Erden jetzt zwar etwas leichter

aus ihren schmelzenden Chlorverbindungen, entweder vermittelst des elektrischen Stromes oder mit Hülfe von Natrium, darstellen, immerhin ist ihre Darstellung noch so schwer und kostspielig, dass nur Magnesium und Aluminium im Wege des Handels zu erlangen sind, nicht aber Calcium, Barium etc.

Das Calcium ist ein gelbliches, stark glänzendes und sehr dehnbares Metall, welches das Wasser unter starker Erhitzung und Wasserstoffentwickelung zersetzt und sich dabei in Kalkhydrat umwandelt. In der Glühhitze schmilzt es und verbrennt dann unter starker Lichtentwickelung zu Calciumoxyd, ähnlich wie das Magnesium (355).

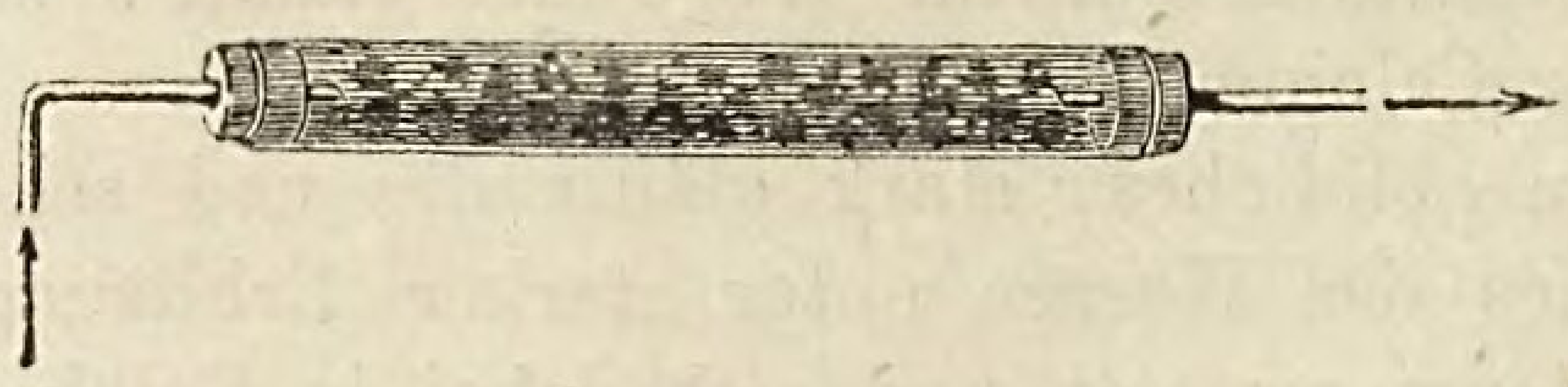
Chlorcalcium (CaCl).

341. Krystallisirtes ($CaCl + 6\,HO$). *Versuch.* Man werfe in Salzsäure, die man mit der Hälfte Wasser verdünnt hat, so lange Kreidestückchen, als diese sich unter Brausen auflösen; die filtrirte Lösung enthält $CaCl + HO$ oder CaO, HCl und wird eingedampft, bis sie dicklich wie Syrup ist. Man erhält aus derselben beim Erkalten grosse, spiessige Krystalle von Chlorcalcium, die durch Aufdrücken von Fliesspapier schnell getrocknet und gut verstopft aufbewahrt werden müssen, weil sie ausserdem sehr bald zerfliessen. Man kann dieses Salz zur Winterszeit benutzen, um Quecksilber zum Gefrieren zu bringen. Zu dem Ende stellt man es nebst einem Mörser eine Nacht an einen kalten Ort, zerreibt es dann in dem Mörser und mengt es darin mit Schnee; Quecksilber, in einem Glasröhrchen in die Mischung gestellt, wird fest werden, ein Weingeistthermometer darin bis unter — 40° C. sinken. Schnee und Chlorcalcium zerfliessen, aus zwei festen Körpern entsteht also ein flüssiger, und bei diesem Uebergange muss nothwendiger Weise sehr viel freie Wärme latent werden.

Geschmolzenes Chlorcalcium (CaCl). Die Krystalle von Chlorcalcium enthalten 49 Proc. ihres Gewichts Krystallwasser; erhitzt man sie, so geht das Wasser fort und man erhält geschmolzenes wasserfreies Chlorcalcium, eins der hygroskopischsten Salze, das man sehr gut anwenden kann, um aus gewöhnlichem Weingeist absoluten zu machen und um Gasarten

zu trocknen. Zu letzterem Behufe füllt man es, in Stücken zerschlagen, in eine etwas weite Glasröhre und verbindet diese mittelst zweier Korke mit zwei engen Glasröhren, durch welche die Luftart ein- und ausströmt; das Chlorcalcium entzieht der letzteren während des Durchstreichens allen Wasserdampf. Als Nebenproduct gewinnt man das Chlorcalcium bei der Bereitung von Salmiakgeist (328). Dass es einen (aber unwirksamen) Bestandtheil des bekannten Chlorkalks ausmacht, ist bei diesem angegeben.

Fig. 133.



Fluorcalcium (CaFl).

342. Diese Verbindung kommt unter dem Namen Flussspath, oft in schönen, theils farblosen, theils blauen, gelben oder andersfarbigen Würfeln krystallisirt, als ein verbreitetes Mineral in der Natur vor. Die künstlich erzeugte stellt ein weisses unlösliches Pulver dar. Der Flussspath schmilzt in der Hitze ziemsich leicht und wird deshalb zuweilen als Flussmittel beim Verschmelzen der Erze benutzt. Auch sein Name erklärt sich hieraus. Mit Schwefelsäurehydrat verwandelt er sich in Gyps und Flusssäure (249).

Schwefelsaurer Kalk oder Gyps ($CaO, SO_3 + 2HO$).

343. Vorkommen. Der aus früheren Versuchen (196. 224) bereits bekannte Gyps gehört zu den sehr häufig vorkommenden Gesteinen, er bildet als derber Gypsstein in manchen Gegenden, z. B. bei Jena, ganze Bergzüge. Ist er in Tafeln krystallisirt und durchsichtig, so nennt man ihn Marienglas oder Fraueneis; ist er körnig-krystallinisch und schneeweiss, so heisst er Alabaster. Man findet ihn auch in vielen Quellwässern, im Meerwasser u. a. In allen diesen Fällen enthält der Gyps 2 Aeq. oder reichlich $1/_5$ seines Gewichts Krystallwasser. Zuweilen, namentlich als Begleiter des Kochsalzes in den Steinsalzlagern, tritt er auch wasserfrei auf und heisst dann Anhydrid.

Der Gyps braucht ungefähr 400 Thle. kaltes und noch mehr

heisses Wasser zur Lösung, ist also sehr schwer löslich. Man versetze Gypslösung

a. mit Seifenwasser: die starke Trübung von Kalkseife lehrt, dass gypshaltiges Wasser als sehr hartes Wasser anzusehen ist (334);

b. mit Oxalsäurelösung: die starke Trübung von oxalsaurem Kalk zeigt die Gegenwart von Kalk an (261);

c. mit Chlorbariumlösung: die starke Trübung von schwefelsaurem Baryt verräth die Gegenwart der Schwefelsäure im Gyps (209).

344. Gebrannter Gyps. *Versuch.* Man erhitze 25 Grm. zerkrümeltes Marienglas in einem eisernen Schälchen vorsichtig, so dass die Temperatur nicht über 160° C. steigt, unter Umrühren so lange, bis es undurchsichtig, milchweiss und leicht zerdrückbar geworden und sich entweichende Dämpfe nicht mehr wahrnehmen lassen. Der Gyps giebt schon bei 130° C., unter Verlust seiner Form, Festigkeit und Durchsichtigkeit, den grössten Theil seines Krystallwassers, welches 20,8 Proc. beträgt, ab, und man erhält reichlich 20 Grm. von gebranntem Gyps, der sich leicht zu feinem Pulver zerreiben lässt. Im Grossen nimmt man das Brennen in besonderen Oefen, das Pulverisiren in besonderen Mühlen vor.

Gypsabdrücke. *Versuch.* Man wickle um den Rand eines Thalerstückes einen Papierstreifen, dessen Ende zuletzt durch Siegellack festgeklebt wird, so dass man ein Kästchen erhält, dessen Boden von dem Thaler gebildet wird. Nun schütte man zwei gestrichene Esslöffel voll gebrannten Gyps und einen Löffel Wasser in ein Gefäss, rühre schnell um und giesse den Brei in das Kästchen: er wird nach wenigen Minuten so hart sein, dass man Papier und Münze wegnehmen kann. Die untere Seite des Gypses enthält

Fig. 134.



einen vertieften Abdruck des Gepräges der Münze. Bepinselt man den Gypsabdruck, nachdem er vollständig ausgetrocknet ist, mit starkem Seifenwasser, das man mit einigen Tropfen Oel versetzt und tüchtig durchschüttelt hat, so kann man sich durch abermaliges Aufgiessen von Gypsbrei eine erhabene Copie darstellen. Auf ähnliche Weise werden die bekannten Gypsfiguren in hohlen Formen dargestellt. In der Baukunst benutzt man den Gyps zur Herstellung von erhabenen Verzierungen an Wänden und Decken (Stuccaturarbeiten), von marmorähnlichen Tafeln, von Mörtel u. a. m. Das schnelle Festwerden findet darin seine Erklärung, dass der wasserfreie gebrannte Gyps sich wieder mit so viel Wasser chemisch verbindet, als er beim Brennen verloren hat. War er bis über 160° C. erhitzt worden, so erstarrt er nicht; er hat dann die Verwandtschaft zum Wasser verloren.

345. Gyps als Düngemittel. Dass auch der Gyps, wie der gebrannte Kalk, ein sehr kräftiges Düngemittel für viele Pflanzen, besonders für Hülsenfrüchte ist, wissen die Landwirthe recht wohl, die ihre Erbsen-, Wicken- und Kleefelder häufig damit bestreuen. Hierbei nehmen die Pflanzen nicht nur den Kalk, sondern auch den Schwefel der Schwefelsäure in sich auf. Nächstdem kann der Gyps auch aufschliessend auf die gebundenen Kaliverbindungen des Bodens, wie noch dadurch wohlthätig auf das Pflanzenwachsthum wirken, dass er das in der Luft und dem Regenwasser enthaltene kohlensaure Ammoniak einsaugt und im Boden fixirt, indem sich diese beiden Salze in schwefelsaures Ammoniak und kohlensauren Kalk umsetzen. Eine gleiche Wirkung übt er auch auf den faulenden Stalldünger aus, er verhindert die Verdunstung des erzeugten kohlensauren Ammoniaks durch seine Schwefelsäure und wird daher auch zur Einstreu in die Ställe und Düngerhaufen benutzt.

346. Schwefelcalcium (CaS). Glüht man Gyps mit Kohle, so wird derselbe zu Schwefelcalcium reducirt, indem die Kohle dem Kalk und der Schwefelsäure den Sauerstoff entzieht und damit Kohlenoxydgas bildet, welches entweicht. Aus CaO, SO_3 und $4C$ werden CaS und $4CO$. Das Schwefelcalcium verhält sich wie die Schwefelleber, es entwickelt mit verdünnten Säuren Schwefelwasserstoffgas (280). Dasselbe ist auch in den Kalkrückständen von der Sodabereitung (304), in dem Gaskalk der Leuchtgasfa-

briken, wie in der frischen Asche der meisten Braunkohlen- und Torfsorten enthalten, und verursacht deren beizende Wirkung auf die Pflanzen, die man damit überstreut. Bei längerem Liegen an feuchter Luft zieht es stetig Sauerstoff an und geht zuerst in unterschwefligsauren, dann in schwefligsauren, schliesslich in schwefelsauren Kalk oder Gyps über.

Phosphorsaurer Kalk.

347. Die gewöhnliche (dreibasische) Phosphorsäure bildet mit dem Kalk drei verschiedene Salze, ganz analog den in 310 angegebenen drei Natronsalzen dieser Säure. Man pflegt sie 1) basischen, 2) neutralen, 3) sauren phosphorsauren Kalk zu nennen. Hier kann nur der erste und letzte näher betrachtet werden.

Gewöhnlicher oder basisch-phosphorsaurer Kalk, $3\,CaO, PO_5$, macht, wie schon bekannt, den Hauptbestandtheil der Knochen aus. Dieselbe Verbindung ist es auch, welche in Verbindung mit Fluorcalcium den krystallisirten Apatit und den derben Phosphorit, verkieselt die Koprolithen oder Düngesteine, erdig den Osteolith, endlich die Hauptmasse der verschiedenen, unter der Firma phosphorreicher Guano in den Handel gebrachten, als Excrementenasche von Seevögeln anzusehenden Ablagerungen der Baker-, Sombrero-, Navassa und anderer tropischen Inselchen darstellt. Alle diese Fossilien (Kalkphosphate) werden jetzt ihres Phosphorsäure-Reichthums wegen in grösserem Umfange zur Düngung unserer Felder und Wiesen benutzt, die in der Regel arm an der allen Pflanzen zum Wachsthum nöthigen Phosphorsäure sind. Auch hier finden ähnliche Verschiedenheiten statt wie bei dem Kali (296). So enthalten beispielsweise 1000 Pfd. völlig trockner Pflanzenmasse an Phosphorsäure: Nadelholz 0,15 Pfd., Laubholz 0,35 Pfd., Reisigholz 2 Pfd., Getreidestroh 2 bis 3 Pfd., Erbsenstroh 4 Pfd., Kartoffeln 6 Pfd., Runkelrüben 7 Pfd., Wiesenheu 4 bis 5 Pfd., Kleeheu 6 Pfd., Getreidekörner 8 bis 9 Pfd., Hülsenfrüchte 10 bis 12 Pfd., Leinsamen 14 Pfd., Rapssamen 16 bis 17 Pfd. u. a. m. Die reichlichste Menge von Phosphorsäure ist also in den Samen der Pflanzen enthalten.

Saurer phosphorsaurer Kalk, $\left.\begin{matrix}CaO\\HO\\HO\end{matrix}\right\}PO_5$, entsteht aus der vorigen Verbindung, wenn man dieser so viel Schwefelsäure zusetzt, dass ihr 2 Aeq. CaO entzogen und in Gyps umgewandelt werden. Die Phosphorsäure nimmt dafür 2 Aeq. basisches Wasser auf und stellt nun eine in Wasser leicht lösliche Verbindung dar, welche als Düngemittel weit rascher wirkt als der unlösliche basisch-phosphorsaure Kalk, der nur langsam durch die Kohlensäure des Bodens löslich gemacht wird. Das auf diese Weise aufgeschlossene und mit dem erzeugten Gyps gemengte Kalkphosphat kommt jetzt unter dem Namen Kalksuperphosphat als ein vielbegehrtes Düngemittel im Handel vor. Es enthält bis 20 Proc. lösliche Phosphorsäure. Das reine Kalkphosphat enthält 46 Proc. unlösliche Phosphorsäure.

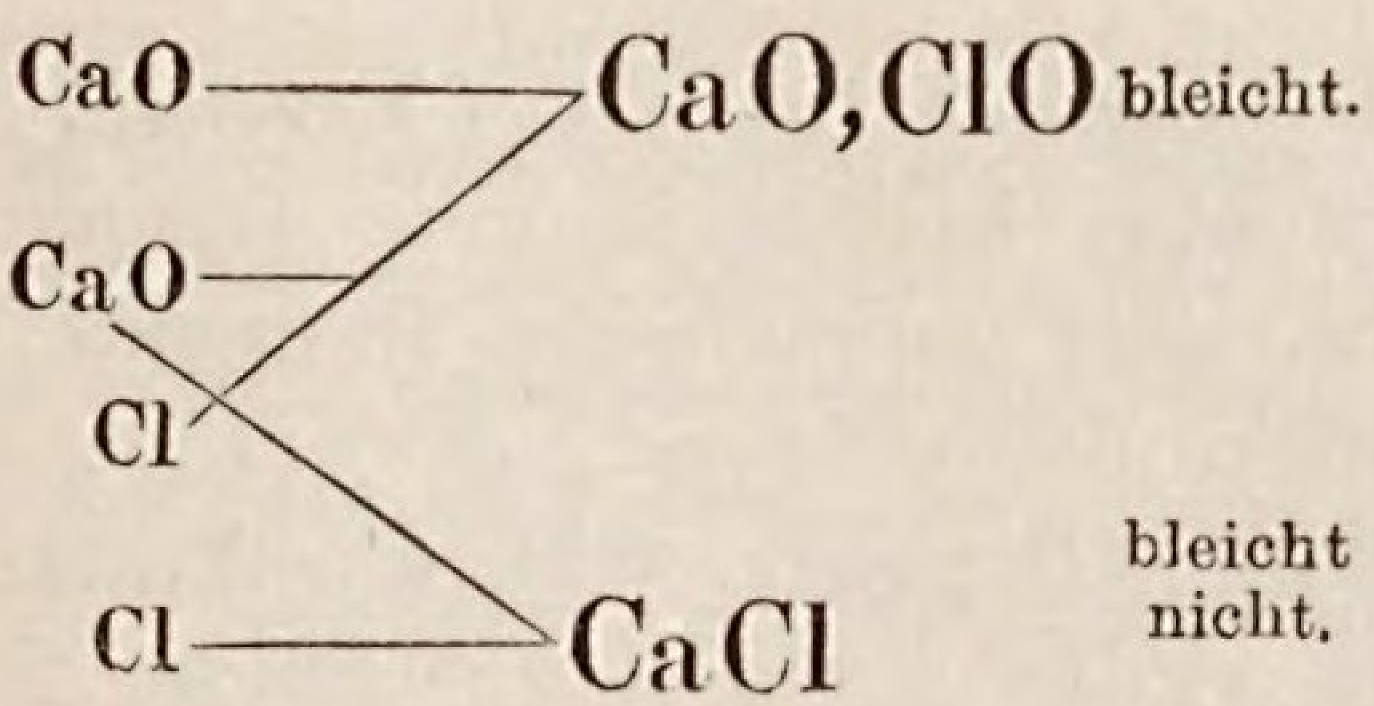
Salpetersaurer Kalk (CaO, NO_5).

348. Dieses zerfliessliche Salz bildet sich immer, wenn stickstoffhaltige Substanzen und Kalk längere Zeit zusammen in Berührung bleiben, z. B. bei der Salpeterbildung (285). Sehr oft erzeugt sich dieses Salz in dem Kalkputze der Mauern an Orten, wo urinöse Flüssigkeiten oder ammoniakalische Dämpfe zugegen sind, z. B. in Viehställen. Der Kalk verliert dadurch seinen Zusammenhang und bröckelt ab, insbesondere dann, wenn der Regen den leicht löslichen salpetersauren Kalk auswäscht. Man pflegt im gewöhnlichen Leben diesen Vorgang Mauerfrass zu nennen.

Unterchlorigsaurer Kalk oder Chlorkalk ($CaO, ClO + CaCl$).

349. Bereitung. *Versuch.* 20 Grm. gelöschter Kalk werden mit $\frac{1}{4}$ Liter Wasser angerührt und in die entstandene Kalkmilch unter öfterem Umrühren so viel Chlor geleitet, als sich aus 60 Grm. Salzsäure und 20 Grm. Braunstein entwickelt. Die durch Stehen abgeklärte Flüssigkeit ist als eine Auflösung von Chlorkalk anzusehen und gegen Luft und Licht geschützt aufzubewahren. Dem Anscheine nach vereinigt das Chlor sich ohne Weite-

res mit dem Kalk; dies ist jedoch nicht möglich, weil Chlor ein einfacher und Kalk ein zusammengesetzter Körper ist und diese sich nicht chemisch mit einander vereinigen können. Der wirkliche Vorgang ist folgender: Die Hälfte Kalk lässt ihren Sauerstoff los und wird zu Calcium, welches, als ein einfacher Körper, sich mit Chlor verbindet; der aus dem Kalk freigewordene Sauerstoff verbindet sich mit dem übrigen Chlor zu unterchloriger Säure (ClO), welche, als ein zusammengesetzter Körper, sich nun mit der anderen Hälfte Kalk vereinigen kann. Es bildet sich also ein Haloidsalz, Chlorcalcium, und ein Sauerstoffsalz, unterchlorigsaurer Kalk. Der letztere ist das Wirksame, das Bleichende, in dem Chlorkalk; das Chlorcalcium ist nur als ein gleichgültiger Ballast anzusehen. Der Name Chlorkalk ist hiernach ein unrichtiger; er ist aber, wie so manche andere, im gewöhnlichen Leben bereits so eingebürgert, dass er durch einen andern nicht mehr verdrängt werden kann. Man vergesse dabei nur nicht, dass Chlorkalk ganz etwas anderes bedeutet als Chlorcalcium.



Durch Einleiten von Chlor in Sodalösung erhält man in ähnlicher Weise unterchlorigsaures Natron, durch Einleiten in Pottaschelösung unterchlorigsaures Kali. Die erstere dieser Flüssigkeiten wird unter dem Namen „Eau de Labarraque", die letztere als „Eau de Javelle" zu gleichen Zwecken wie die Lösung des unterchlorigsauren Kalks verwendet.

Bereitung im Grossen. Der Chlorkalk wird als Bleichkalk zum Schnellbleichen von leinenen und baumwollenen Stoffen in ausserordentlichen Mengen verbraucht und in chemischen Fabriken in ausserordentlichen Mengen bereitet. Die Bereitung im Grossen kommt mit der oben angegebenen überein, nur nimmt man statt der Kalkmilch gelöschten Kalk, den man in Kammern auf Horden ausbreitet; dieser verschluckt das darüber geleitete Chlor ebenso wie die Kalkmilch. Man erhält den Chlorkalk dann als ein krümliches Pulver, das an der Luft feucht wird

und chlorähnlich riecht, da schon die Kohlensäure der Luft unterchlorige Säure daraus frei macht. Man muss ihn daher in wohlverschlossenen Gefässen aufbewahren. Mit Wasser übergossen erhält man daraus dieselbe Flüssigkeit, die oben dargestellt wurde.

350. Chlorkalk bleicht, desinficirt etc. *Versuch.* Man lege ein Stückchen buntbedruckten Kattun in eine Lösung von Chlorkalk: sind vegetabilische oder animalische Pigmente unter den Farben, womit der Kattun bedruckt ist, so werden diese, aber sehr langsam, entfärbt. Dagegen tritt die Entfärbung sehr schnell ein, wenn man einige Tropfen verdünnter Schwefelsäure oder Salzsäure hinzufügt, und zwar unter Entwickelung eines starken Geruchs nach Chlor. Die Säuren treiben die schwache unterchlorige Säure aus, und diese zerfällt in Sauerstoff und Chlor, welche beide die Kraft zu bleichen besitzen (170). In den Bleichereien und Druckereien führt man diese Operation gewöhnlich in der Art aus, dass man die zu bleichenden Stoffe erst in eine sehr verdünnte Chlorkalklösung (Chlorbad), nachher aber in Wasser, dem ein sehr kleines Quantum Schwefelsäure zugesetzt ist (Sauerbad), einlegt. Lässt man das Zeug längere Zeit in der Chlorkalklösung liegen, so wird auch die Pflanzenfaser durch das Chlor zersetzt (zerfressen) und verliert ihre Festigkeit.

In gleicher Weise wirkt der Chlorkalk auf die übelriechenden Stoffe, welche bei der Fäulniss organischer Stoffe gebildet werden, wie auf die Ansteckungsstoffe, welche bei gewissen Krankheiten sich erzeugen; man benutzt ihn daher als ein sehr kräftiges Desinfectionsmittel (171). Um Räume zu desinficiren, stellt man Schalen mit Chlorkalk in dieselben; soll dies schnell geschehen, so giesst man nach und nach etwas verdünnte Schwefelsäure auf den letzteren.

Endlich wirkt der Chlorkalk auch als Oxydationsmittel. Wiederholt man den Versuch 173, jedoch mit der Abänderung, dass man statt des Chlorwassers Chlorkalklösung anwendet, so wird das Eisenoxydul des Eisenvitriols ebenfalls in Oxyd umgewandelt. Auf dieses Verhalten gründet sich eine einfache Chlorkalkprobe, durch welche man die Güte uud Stärke des Chlorkalks feststellen kann. Erhitzt man den Chlorkalk, trocken oder als concentrirte Lösung, so entwickelt er Sauerstoffgas.

Kieselsaurer Kalk (Kalksilicate).

351. *Versuch.* Man versetze eine Lösung von Wasserglas mit Kalkwasser oder Chlorcalciumlösung: es scheidet sich unlöslicher kieselsaurer Kalk aus, der zu einer unlöslichen, harten, krümlichen Masse zusammentrocknet. Wir sind dieser Verbindung schon in den Nummern 316 und 338 begegnet, da sie einen Bestandtheil unseres gewöhnlichen Flaschen- und Fensterglases und der meisten Schlacken, wie des hydraulischen Kalks ausmacht. Gemengt mit Thonerde und anderen Silicaten treffen wir sie ferner in den meisten Gebirgsarten an, da sie einen Bestandtheil des Glimmers, Granats, wie vieler Feldspatharten und anderer Mineralien bildet.

Systematische Zusammenstellung der Calciumverbindungen.

Calcium.	Schwefelsaurer Kalk, schwerlösl.
Schwefelcalcium.	Basisch phosphors. Kalk, unlöslich.
Chlorcalcium, leichtlöslich.	Saurer „ „ leichtlösl.
Fluorcalcium, unlöslich.	Salpetersaurer Kalk, leichtlöslich.
Calciumoxyd, schwerlöslich.	Unterchlorigs. „ leichtlöslich.
Kohlensaurer Kalk, unlöslich.	Kieselsaurer „ unlöslich.
Doppelt-kohlens. Kalk, löslich.	Oxalsaurer „ unlöslich.

Barium und Strontium (Ba und Sr).

(Schwererdemetall. — Strontianerdemetall.)

(Aeq.-Gew. = 68,5. — Aeq.-Gew. = 43,8.)

— Baryterde 1774 von Scheele, Strontianerde 1790 entdeckt. —

352. Barium und Strontium. Diese beiden Metalle haben eine so grosse Aehnlichkeit in ihren Eigenschaften und Verbindungen mit dem Calcium, dass man sie als ein Paar Geschwister von demselben ansehen möchte. Sie sind sehr schwer darzustellen, indem man einen elektrischen Strom durch schmelzendes Chlorbarium oder Chlorstrontium gehen lässt.

Oxyde. Mit Sauerstoff bilden beide Metalle erdige, alkalisch reagirende Oxyde: Bariumoxyd (BaO), gewöhnlich Baryt, Aetzbaryt oder Baryterde genannt, und Strontiumoxyd (SrO), gewöhnlich Strontian oder Strontianerde genannt. Diese erhitzen sich, wie der gebrannte Kalk, wenn sie mit Wasser benetzt werden, und gehen dabei in Hydrate über. Das Barythydrat ist in 20 Thln. Wasser löslich, und die Lösung, Barytwasser, wird in der Chemie zur Erkennung der Kohlensäure, zur Abscheidung der Schwefelsäure oder der Magnesia und anderer Basen benutzt. Das Bariumsuperoxyd (BaO_2) giebt die Hälfte seines Sauerstoffs leicht ab und dient zur Darstellung des Wasserstoffsuperoxydes (94).

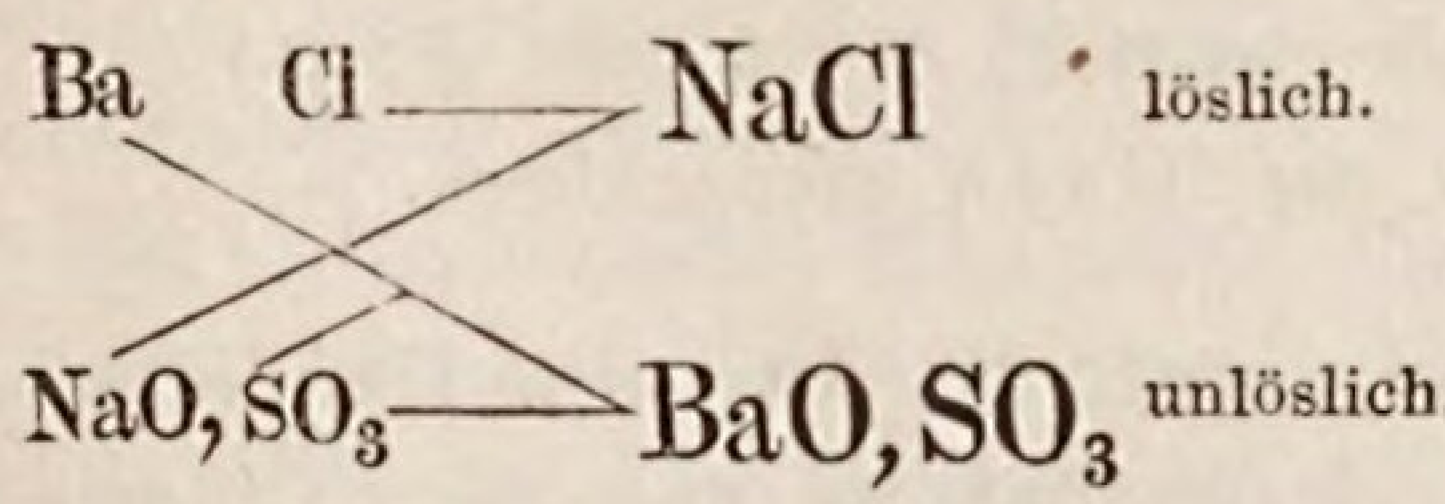
Beide Oxyde kommen in der Natur nur spärlich vor und zwar meistens mit Schwefelsäure, seltener mit Kohlensäure verbunden. Um sie oder ihre Salze aus dem schwefelsauren Baryt und schwefelsauren Strontian darzustellen, muss man denselben Umweg einschlagen, der bei der Sodabereitung befolgt wurde; man reducirt die schwefelsauren Salze durch Glühen mit Kohle erst zu Schwefelbarium und Schwefelstrontium und entfernt dann den Schwefel oder zersetzt sie durch Säuren.

Bariumsalze.

353. Chlorbarium (BaCl), sonst salzsaure Baryterde genannt, ist das bekannteste lösliche Barytsalz. Es krystallisirt in durchsichtigen Täfelchen und wird als Arzneimittel angewendet. Der Chemiker benutzt es als das schärfste Erkennungsmittel für Schwefelsäure und schwefelsaure Salze (209). Zu demselben Gebrauche werden unter Umständen auch andere lösliche Barytsalze, salpetersaurer und essigsaurer Baryt etc. verwendet. Der salpetersaure Baryt (BaO, NO_5) dient auch zur Bereitung des reinen Baryts, da er in der Glühhitze seine Salpetersäure abgiebt; in der Feuerwerkerei benutzt man ihn und den chlorsauren Baryt zur Erzeugung von Grünfeuer.

Schwefelsaurer Baryt (BaO, SO_3). *Versuch.* Man löse etwas Glaubersalz in Wasser und setze so lange eine Lösung von Chlorbarium hinzu, als noch ein Niederschlag entsteht: es bildet sich durch doppelte Wahlverwandtschaft Chlornatrium und

schwefelsaurer Baryt; der letztere ist in Wasser, ebenso auch in Säuren, ganz unlöslich und fällt deshalb als ein schweres, weisses Pulver zu Boden. Der unter dem Namen Schwerspath bekannte, schwere Stein, den man, in schönen Tafeln oder Säulen krystallisirt, häufig beim Bergbau antrifft, ist natürlicher schwefelsaurer Baryt. Man wendet dieses Mineral, zu Pulver gemahlen, als weisse Farbe (Schieferweiss) und zum Versetzen des Bleiweisses an. Der kohlensaure Baryt entlässt in heftiger Glühhitze seine Kohlensäure.



Die auflöslichen Bariumsalze geben mit Ammoniak keinen, mit kohlensaurem Ammoniak und phosphorsaurem Natron einen weissen Niederschlag; der Weingeist- oder Gasflamme ertheilen sie eine grüne Färbung; ihr Spectrum zeigt mehrere grüne Linien.

Strontiumsalze.

354. Diese kommen mit den Barytsalzen in den meisten Stücken nahe überein, doch werden sie durch Schwefelsäure nicht so vollständig gefällt, da der schwefelsaure Strontian, der natürlich als Cölestin vorkommt, nicht so unlöslich ist als der schwefelsaure Baryt. Einen charakteristischen Unterschied zeigen sie in der Flamme brennender Körper, die sie schön purpurroth färben; ebenso geben sie, neben einer orangegelben und einer blauen, zwei rothe Spectrallinien. Salpetersaurer Strontian verpufft auf glühender Kohle mit rother Farbe, er wird deshalb den Feuerwerkssätzen zugesetzt, welche mit rother Farbe verbrennen sollen. Eine solche Masse zum Rothfeuer erhält man aus 20 Thln. getrocknetem salpetersauren Strontian, 6½ Thln. Schwefelblumen, 5 Thln. chlorsaurem Kali und 2 Thln. Schwefelantimon (oder statt des letztern 1 Thl. Kohle). Das chlorsaure Kali muss für sich feucht feingerieben werden (289). Chlorstrontium oder salzsaure Strontianerde dient zum Rothfärben der Weingeistflamme, da dieses Salz in Weingeist löslich ist.

M a g n e s i u m (Mg).

(Aeq.-Gew. = 12 [Talkerdemetall]. Specif. Gew. = 1,74.)

— Talkerde 1755 von B l a c k nachgewiesen. —

355. Das Magnesiummetall ist jetzt im Handel käuflich zu erlangen, seitdem man gelernt hat, es aus dem Chlormagnesium durch Natrium abzuscheiden, welches dem erstern in der Schmelzhitze das Chlor zu entziehen vermag. Es ist sehr leicht, silberweiss, geschmeidig, in Luft und Wasser wenig veränderlich, und in der Hitze etwa so flüchtig wie Zink. Von Salzsäure, ja selbst von Ammoniumsalzen, wird es unter Wasserstoffentwickelung leicht aufgelöst.

Versuch. Man halte Magnesiumdraht in die Flamme einer Spirituslampe: so wie er glühend geworden, bricht aus ihm eine äusserst blendende weisse Flamme hervor und das Metall verwandelt sich unter Aufnahme von Sauerstoff in weisses, leichtes Magnesiumoxyd. Man benutzt dieses Licht bereits zur Beleuchtung dunkler Räume behufs photographischer Aufnahmen.

Magnesiumoxyd (MgO).

(Magnesia, Talkerde oder Bittererde.)

356. Grössere Mengen von Magnesiumoxyd oder Magnesia lassen sich leicht darstellen, wenn man die bekannte, leichte, weisse Magnesia der Apotheken längere Zeit erhitzt; diese ist kohlensaure Magnesia und verliert hierbei, ganz ähnlich wie der Kalkstein beim Kalkbrennen, nur leichter, ihre Kohlensäure, wie zugleich das Wasser, mit dem sie chemisch verbunden ist, und es bleibt ein lockeres, in stärkster Hitze unschmelzbares Pulver zurück, das man gewöhnlich g e b r a n n t e M a g n e s i a nennt. Es ist im Wasser beinahe ganz unlöslich, reagirt aber doch auf rothes Lackmuspapier alkalisch und wird häufig als Arzneimittel benutzt. Mit Wasser bildet die Magnesia ein im nassen Zustande gallertartiges Hydrat (MgO, HO).

Die Magnesia ist sehr v e r b r e i t e t in der Natur; mit Kieselsäure und Kohlensäure verbunden finden wir sie in vielen Mineralien und Felsarten (Talkgesteine), mit Schwefelsäure und Salz-

säure (Chlor) verbunden in den Steinsalzlagern, Salzsoolen, Bitterwässern, im Seewasser u. a. m. Wie der ihr nahe verwandte Kalk ist sie auch zum Pflanzenwachsthum nöthig, insbesondere zur Ausbildung der Samen, in denen sie, nach Ausweis der vorhandenen Aschenanalysen, fast immer in reichlicherer Menge (als phosphorsaure Magnesia) vorkommt als der Kalk, während in den Stengeln, Blättern und Wurzeln der letztere stark überwiegt. Da fast alle Kalksteine von grösseren oder geringeren Mengen von Magnesia begleitet sind, so kommt mit der Kalkung der Felder immer auch Magnesia in die Ackererde.

Chlormagnesium (Mg Cl).

357. *Versuch.* Man übergiesse etwas weisse Magnesia mit verdünnter Salzsäure: die Kohlensäure entweicht, in der Flüssigkeit aber ist Chlormagnesium aufgelöst, das man in gelöstem Zustande auch als salzsaure Magnesia ansehen kann. Dieses Salz findet sich immer da, wo Kochsalz vorkommt, insbesondere macht es einen Hauptbestandtheil der über dem Steinsalze liegenden Bitter- oder Abraumsalze aus (281). Beim Abdampfen der Salzsoolen bleibt es in der Mutterlauge zurück, weil es sehr leicht löslich und hygroskopisch ist; man kann die letztere daher zur Gewinnung von anderen Magnesiasalzen benutzen. Auch im Meerwasser ist Chlormagnesium enthalten und ertheilt diesem den allen löslichen Magnesiasalzen zukommenden bitteren Geschmack, welcher Anlass zu dem älteren Namen „Bittererde“ statt Magnesia gegeben hat.

Erkennung der Magnesiumsalze. *Versuch.* Man setze zu einem Glase Wasser nur einige Tropfen von der Flüssigkeit des vorigen Versuchs oder ein wenig Bittersalz, und füge dann aufgelöstes phosphorsaures Natron hinzu: es bildet sich ein Niederschlag von phosphorsaurer Magnesia, der fast unlöslich in Wasser ist. Man wiederhole den Versuch und setze ausser dem phosphorsauren Natron noch etwas Ammoniak hinzu: es entsteht eine Trübung und später setzt sich ein krystallinischer, durch Salmiakzusatz nicht verschwindender Niederschlag ab, der in ammoniakalischem Wasser ganz unlöslich ist (phosphorsaure Ammon-Magnesia). Auf die letztere Weise lässt sich die

Magnesia am genauesten erkennen. In concentrirteren Lösungen bewirkt schon Ammoniak allein einen Niederschlag.

Schwefelsaure Magnesia oder Bittersalz
($MgO, SO_3 + 7 HO$).

358. *Versuch.* Ein Bruchstück von Serpentinstein wird in Papier eingewickelt, mit einem Hammer zerklopft und in einem eisernen Mörser vollends feingerieben. 20 Grm. dieses Pulvers mische man dann mit so viel englischer Schwefelsäure zusammen, dass ein dicker Brei entsteht, den man einige Tage an einem warmen Orte stehen lässt. Hierauf rührt man vorsichtig 60 Grm. Wasser darunter, lässt das Gemenge noch einige Tage stehen und giesst endlich die warme, klare Flüssigkeit ab. Sie ist grünlich von mitaufgelöstem Eisenoxydul und wird kochend tropfenweise mit Salpetersäure versetzt, bis die Flüssigkeit eine gelbe Farbe angenommen hat; dadurch wird das Eisenoxydul zu Oxyd. Bis zur Salzhaut abgedampft, setzen sich Krystalle daraus ab, die man noch einmal in kochendem Wasser löst und umkrystallisirt. In der Mutterlauge bleibt schwefelsaures Eisenoxyd, welches nur schwer zum Krystallisiren zu bringen ist. Die Krystalle sind schwefelsaure Magnesia oder Bittersalz mit 51 Proc. Krystallwasser. In dem Serpentinsteine ist diese Basis mit Kieselsäure verbunden; die stärkere Schwefelsäure verdrängt die letztere und verbindet sich mit der Basis zu einem auflöslichen Salze, während die Kieselerde ungelöst zurückbleibt.

Wir finden kieselsaure Magnesia auch noch in anderen Steinen, z. B. in dem Meerschaum, Speckstein, Talk, Federweiss; kieselsaure Kalkmagnesia in den Augiten, Hornblenden und vielen Glimmerarten u. s. w. Alle diese Steine fühlen sich schlüpfrig oder fettig an und heissen Talksteine. Hiervon hat die Magnesia noch den dritten Namen, Talkerde, erhalten.

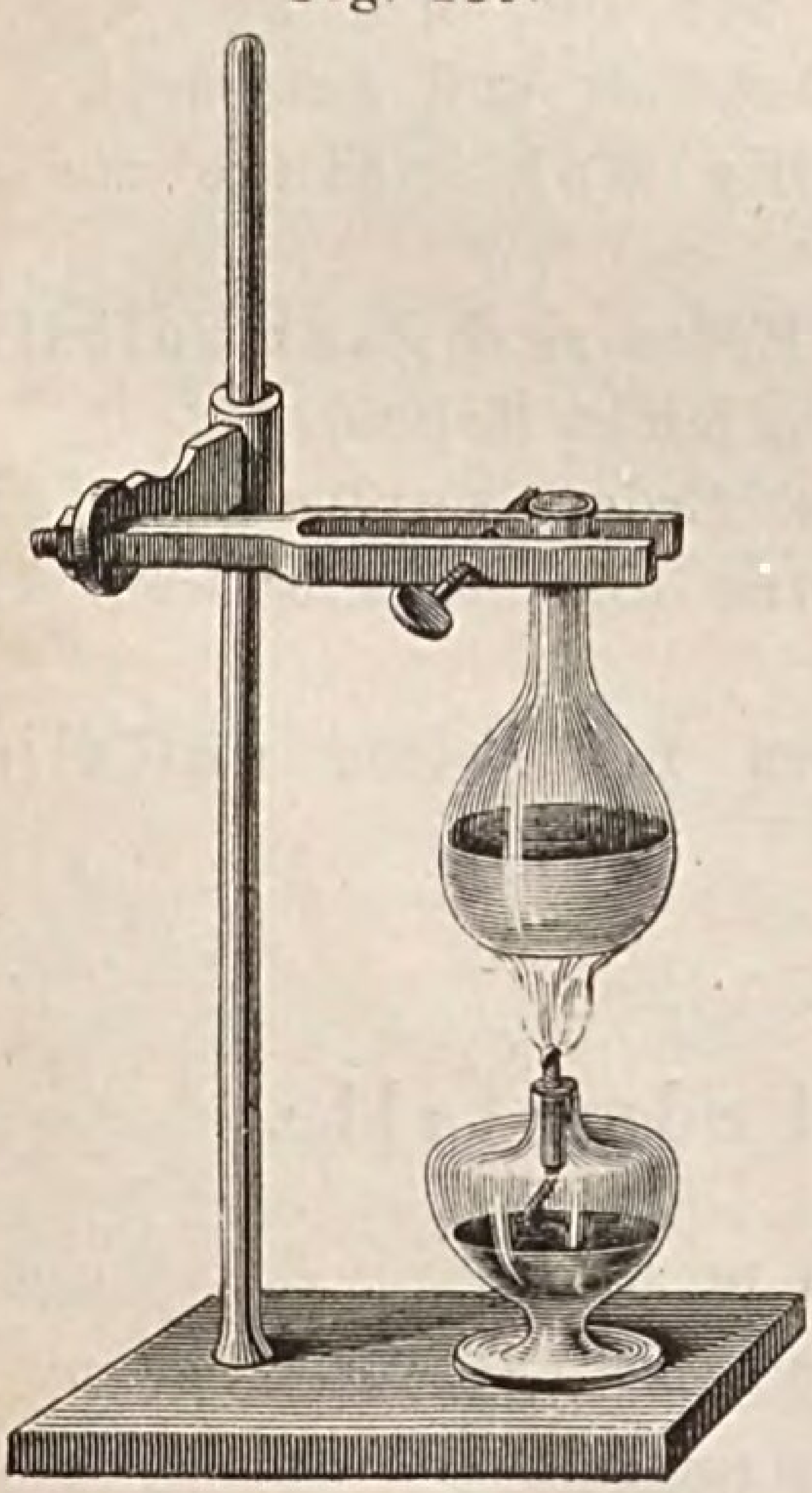
Das Bittersalz ist eins der bekanntesten Abführmittel und wird in der Heilkunde vielfach angewendet. Gewöhnlich erhalten wir es im Handel nicht in ganzen Krystallen, sondern in der Form von kleinen Salznadeln. Diese entstehen dadurch, dass man die Auflösung davon stärker als bis zur Krystallhaut eindampft und während des Erkaltens umrührt; es tritt also eine gestörte Krystallisation ein. Man gewinnt dasselbe jetzt in reichlicher

Menge als ein Nebenproduct in den Mineralwasserfabriken, da diese die Kohlensäure nicht mehr aus kohlensaurem Kalk, sondern aus kohlensaurer Magnesia (Magnesit) und Schwefelsäure entwickeln. Noch reichlichere Mengen liefern die Abraumsalze der Steinsalzlager, theils rein (Kieserit), theils mit Kalisalzen u. a. gemengt (Polyhalit, Kainit). Die aus diesen dargestellte, schön krystallisirende schwefelsaure Kalimagnesia wird als Kalidünger benutzt. In manchen Gegenden kommen auch Quellwässer vor, welche gelöste schwefelsaure Magnesia enthalten und als Mineralwässer Anwendung finden (Saidschützer Bitterwasser u. a.).

Weisse oder kohlensaure Magnesia.

359. *Versuch.* 20 Grm. Bittersalz werden in der achtfachen Menge kalten Wassers gelöst und die Auflösung so lange mit einer Sodalösung unter Umrühren versetzt, als ein Niederschlag entsteht. Der Niederschlag ist kohlensaure Magnesia, in der Auflösung aber befindet sich schwefelsaures Natron; das Bittersalz und die Soda haben also ihre Bestandtheile gegenseitig ausgetauscht. Die milchähnliche Flüssigkeit wird nun bis zum Kochen erhitzt, wobei etwas Kohlensäure entweicht, und dann auf ein Filtrum gegossen, der Niederschlag ausgewaschen und getrocknet; er bildet die bekannte, überaus lockere und leichte weisse Magnesia der Apotheken, eine Verbindung von kohlensaurer Magnesia mit wechselnden Mengen von Magnesiahydrat. Neutrale kohlensaure Magnesia (MgO, CO_2) kommt als Mineral unter dem Namen Magnesit vor. Mit kohlensaurem Kalk bildet diese Doppelverbindungen, die als Braunspath vereinzelt, als Dolomite und dolomitische Kalksteine in ganzen Bergzügen auftreten. Gegen

Fig. 135.



Wasser und kohlensaures Wasser verhält sich die kohlensaure Magnesia wie der kohlensaure Kalk (334).

Rückblick auf die Erdalkalimetalle.

(Calcium, Barium, Strontium und Magnesium.)

1) Die Erdalkalimetalle haben, wie die Alkalimetalle, sehr grosse Affinität zum Sauerstoff; ihre Darstellung ist höchst schwierig.

2) Die Oxyde derselben heissen alkalische Erden; Erden, weil sie schwer löslich sind; alkalische, weil sie basisch reagiren. (Die Alkalien sind leicht löslich.)

3) Die alkalischen Erden sind nach den Alkalien die stärksten Basen.

4) Die alkalischen Erden wirken ätzend, aber weit weniger als die Alkalien; daher die Namen Aetzkalk und Aetzbaryt.

5) Sie ziehen gleichfalls begierig Kohlensäure aus der Luft an.

6) Die kohlensauren alkalischen Erden sind ganz unlöslich im Wasser (die kohlensauren Alkalien leicht löslich).

7) Die kohlensauren alkalischen Erden verlieren durch starkes Glühen ihre Kohlensäure (die kohlensauren Alkalien nicht).

8) Die alkalischen Erden geben mit Fetten unlösliche Seifen (die Alkalien lösliche).

Dritte Gruppe: Erdmetalle.

Aluminium (Al).

(Aeq.-Gew. = 13,7 [Alaun- oder Thonerdemetall]. Specif. Gew. = 2,6.)

— 1827 von Wöhler entdeckt. —

360. Das Aluminiummetall gehört zu den verbreitetsten Elementen in der Natur, denn es macht, mit Sauerstoff verbunden, die Grundlage der Thongesteine, des Thons und Lehms aus. Auch der seit den ältesten Zeiten bekannte Alaun (Alumen)

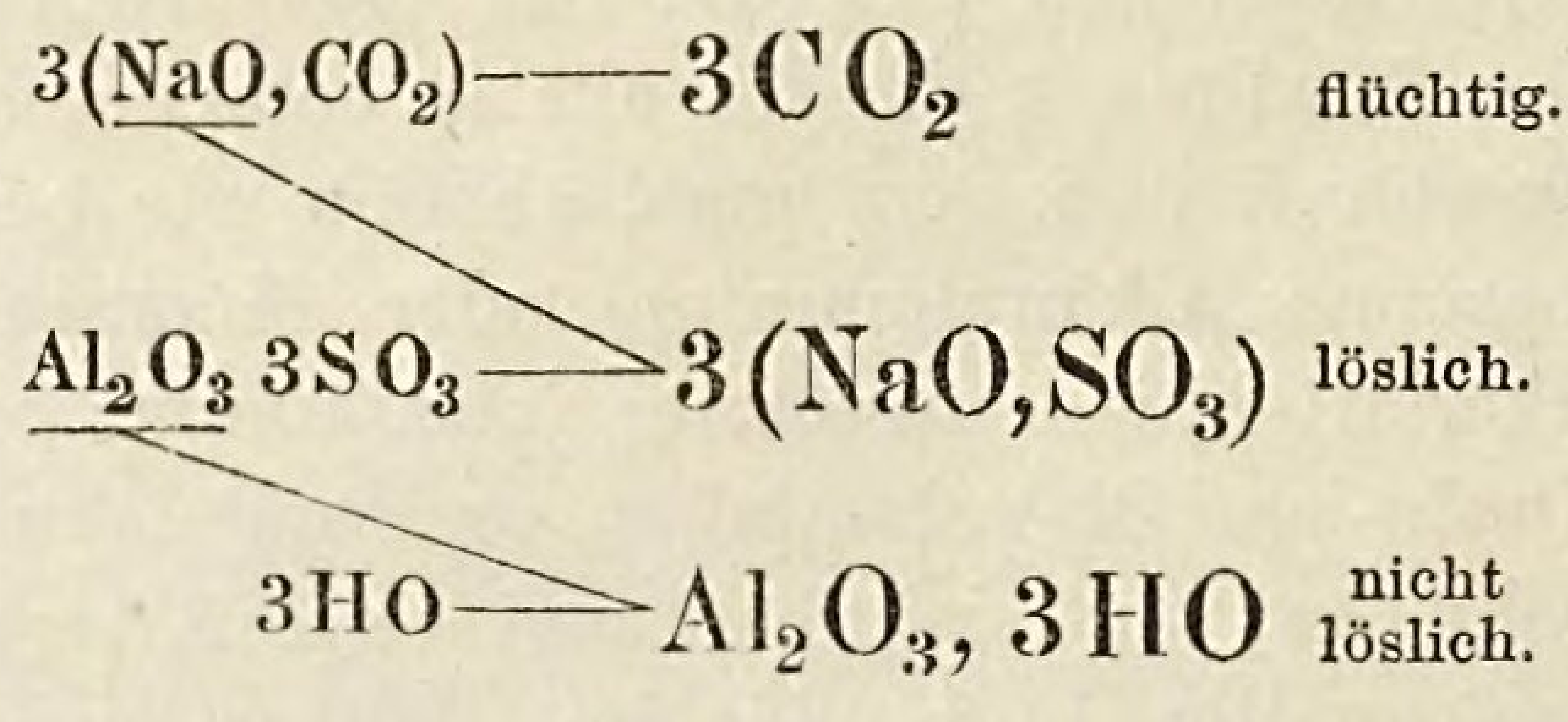
ist eine Aluminiumverbindung; von ihm ist der Name entlehnt worden, den man diesem Elemente gegeben, wie der Name „Alaunerde" für das Oxyd desselben (Al_2O_3), das man früher für ein Element hielt. Die Gewinnung des Metalls in compacten Massen gelang erst in neuester Zeit, indem man, ähnlich wie bei der Gewinnung des Magnesiums, Chloraluminium oder Fluoraluminium mit Natrium starker Glühhitze aussetzte; jetzt kommt es in Barren, wie als Blech-, Draht- und Blattaluminium, im Handel vor. Dasselbe ist zinnweiss, sehr fest und dehnbar und oxydirt sich selbst bei längerm Liegen an der Luft oder im Wasser kaum merklich. Kalte Salpetersäure und verdünnte Schwefelsäure greifen das Metall kaum an, dagegen wird es von Salzsäure unter Entwickelung von Wasserstoff leicht aufgelöst; in der Lösung ist dann Chloraluminium (Al_2Cl_3). Ebenso löst es sich unter Wasserzersetzung in Kalilauge, es bildet sich Aluminiumoxydkali, weil Aluminiumoxyd die Fähigkeit besitzt, auch mit Basen Verbindungen einzugehen.

Versuch. Man halte von dem dem sogenannten Silberschaum ähnlichen Blattaluminium einige Blättchen in eine Spiritusflamme: sie verbrennen unter glänzender Feuererscheinung zu weissem Aluminiumoxyd. Ein Aluminiumdraht schmilzt zwar in der Flamme, oxydirt sich aber nur unmerklich, weil die oberflächlich erzeugte Oxydhaut das tiefere Eindringen des Sauerstoffs verhindert.

Aluminiumoxyd (Al_2O_3).
(Alaunerde oder Thonerde.)

361. Thonerdehydrat. *Versuch.* Zur Bereitung einer grösseren Menge von Aluminiumoxyd oder Thonerde, als bei dem vorigen Versuche gebildet wurde, löse man 20 Grm. Alaun in der zehnfachen Menge warmen Wassers auf und setze nach und nach so viel von einer Lösung von kohlensaurem Natron zu, bis die Flüssigkeit basisch reagirt: es entsteht ein lebhaftes Aufbrausen und ein gallertartiger Niederschlag, der nach vielem Auswaschen mit Wasser in der Wärme zu einem weissen Pulver austrocknet. Dieses Pulver ist eine Verbindung von Thonerde mit Wasser, Thonerdehydrat ($Al_2O_3, 3\,HO$). In dem Alaun ist als Hauptbestandtheil schwefelsaure Thonerde ($Al_2O_3, 3\,SO_3$) enthalten

(andere Bestandtheile siehe 364), welcher das stärkere Natron die Säure entzieht. Das Thonerdehydrat löst sich nicht im Wasser und kann sich auch nicht, wie die bisher betrachteten Basen, mit Kohlensäure verbinden; daher entweicht das aus der Soda frei werdende kohlensaure Gas unter Brausen. Dasselbe



wird durch Wasser *nicht plastisch*, dadurch unterscheidet es sich von dem Thon; es reagirt *nicht alkalisch*, dadurch unterscheidet es sich von der Kalk-, Baryt-, Strontian- und Talkerde.

362. Thonerde. Wird das Thonerdehydrat bis zum Glühen erhitzt, so entweicht das Hydratwasser und reine Thonerde bleibt als ein weisses Pulver zurück, welches sich nur noch schwierig in Säuren und Alkalien auflöst. Die Thonerde ist einer der am *schwersten schmelzbaren* Körper; wir sind nur durch die Hitze des Knallgasgebläses im Stande, kleine Quantitäten davon zum Schmelzen zu bringen. Die geschmolzene Thonerde hat das Ansehen von Glas, und eine Härte, welche unter allen Körpern nur von der des Diamants und Bors übertroffen wird (künstliche Rubine). In dieser Form finden wir die Thonerde auch in der Natur; der kostbarste rothe Edelstein, der *Rubin*, und der kostbarste blaue, der *Saphir*, bestehen aus krystallisirter Thonerde. Eine gleiche Zusammensetzung hat der *Smirgel*, der seiner Härte wegen zum Glattreiben (Schleifen oder Scheuern) von Metall und Glas angewendet wird. Auch der gelbe *Topas* gehört in das Thonerdegeschlecht, er ist eine Verbindung von kieselsaurer Thonerde mit Fluoraluminium.

Zusammensetzung der Thonerde. Die Bestandtheile der Thonerde sind, wie schon bekannt, Aluminium und Sauerstoff; in ihr sind aber immer $1\frac{1}{2}$ Aeq. Sauerstoff (12 Gewthle.) mit 1 Aeq. Metall (13,7 Gewthle.) verbunden, während die bisher betrachteten basischen Oxyde, als KO, NaO, CaO etc., auf 1 Aeq. Metall nur 1 Aeq. Sauerstoff enthalten. Um Bruchtheile beim

Schreiben der Formeln zu vermeiden, verdoppelt man diese Zahlen, wodurch sich 1 : 1½ in 2 : 3, = Al_2O_3, umwandelt. Verbinden Basen von dieser Zusammensetzung sich mit Wasser oder Säuren, so nehmen sie immer 3 Aeq. davon auf, z. B. $Al_2O_3, 3HO$ oder $Al_2O_3, 3SO_3$, man kann sie daher dreisäurige Basen nennen, im Gegensatze zu den einsäurigen, als KO, NaO, CaO etc., die immer mit 1 Aeq. Wasser oder Säure zusammentreten.

Schwefelsaure Thonerde
($Al_2O_3, 3SO_3 + 18HO$).

363. *Versuch.* Ein Stück weisser Thon wird gut ausgetrocknet und dann einige Stunden stark erhitzt, was am einfachsten auf der Kochplatte eines geheizten Ofens geschieht; von diesem Thon werden 80 Grm. zu Pulver gerieben, in einem Napfe von Steinzeug mit 40 Grm. Schwefelsäure und 40 Grm. Wasser übergossen und einige Wochen an einen warmen Ort gestellt. Die breiartige Masse wird während dieser Zeit öfters mit einem Glasstabe umgerührt, zuletzt mit 120 Grm. kochendem Wasser verdünnt und durch Leinwand gegossen. Der Rückstand auf der letztern besteht hauptsächlich aus Kieselsäure; in der Flüssigkeit aber findet sich Thonerde als schwefelsaure Thonerde aufgelöst. Der Thon ist demnach ein unlösliches Salz, kieselsaure Thonerde. In dem ungeglühten Thon, mit Ausnahme einzelner Sorten, z. B. aus dem Londoner Becken etc., hält die Kieselsäure so fest an der Basis, dass die Schwefelsäure nicht im Stande ist, sie zu verdrängen; wohl aber vermag sie dies dann, wenn der Thon vorher gelind geglüht wurde. Jeder Thon (und Lehm) enthält ausser der kieselsauren Thonerde noch wechselnde Mengen von kieselsaurem Kali, Natron, Kalk etc., die durch das Brennen desselben gleichfalls auflöslich gemacht werden. Diesen alkalischen Stoffen, sowie der grössern Porosität des geglühten Thons ist es zuzuschreiben, dass ein schwerer, der Luft unzugänglicher, unfruchtbarer Thonboden durch gelindes Brennen in fruchtbares Ackerland verwandelt wird, und dass schlecht (schwach) gebrannte Ziegel ein sehr wirksames Düngematerial abgeben.

Die erhaltene Flüssigkeit wird so weit abgedampft, bis nur 70 bis 80 Grm. davon übrig sind, und dann an einen kühlen Ort gestellt: es werden sich weisse, seidenartig glänzende Krystalle

daraus ablagern, die an der Luft sehr leicht zerfliessen; sie sind schwefelsaure Thonerde. Man giesst die übrig gebliebene Lauge, die immer noch etwas freie Schwefelsäure enthält, ab und löst die Krystalle wieder in wenig Wasser auf. In Fabriken dampft man die Auflösung oft bis zur Trockne ab und gewinnt dadurch eine feste Salzmasse, die unter dem Namen kalifreier Alaun Anwendung in den Färbereien und Druckereien findet.

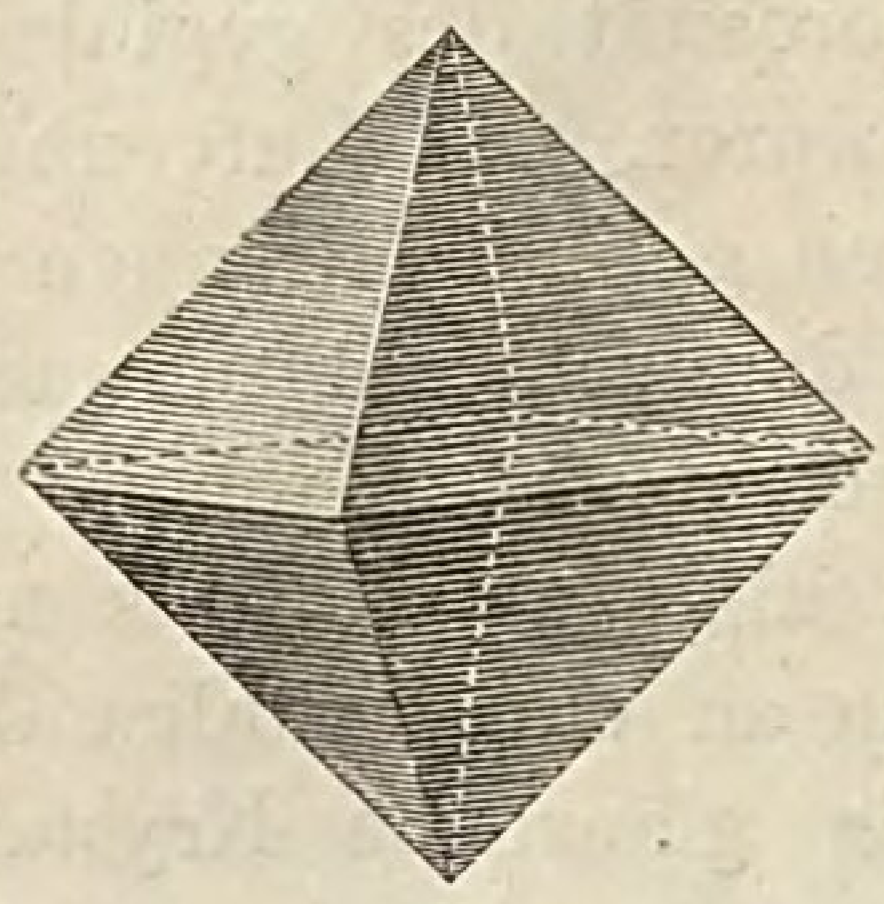
Schwefelsaure Kali-Thonerde oder Alaun
$(KO, SO_3 + Al_2O_3, 3\,SO_3 + 24\,HO)$.

364. Bereitung. Zu 80 Grm. kochenden Wassers bringt man so lange schwefelsaures Kali, als dieses aufgelöst wird, und schüttet die erhaltene Lösung dann unter die bei dem vorigen Versuche erhaltene Lösung von schwefelsaurer Thonerde. Man rührt die Mischung um, bis sie erkaltet ist, und giesst das Flüssiggebliebene von dem weissen Bodensatze ab. Der Bodensatz ist Alaun in Pulverform, Alaunmehl. Durch Auflösen in kochendem Wasser und ruhiges Erkalten gewinnt man daraus den krystallisirten Alaun in schönen, durchsichtigen, vierseitigen Doppelpyramiden (Octaëdern).

Die Darstellung des Alauns im Grossen geschieht häufig auf eine andere Art, als direct aus Thon und Schwefelsäure. Man verwendet dazu Steinarten, welche Thonerde und zugleich Schwefel (Schwefelkies) enthalten, z. B. Alaunstein und Alaunschiefer. Lässt man diese Steine lange an der Luft liegen (verwittern) oder erhitzt (röstet) man sie gelind, so entsteht aus dem Schwefel Schwefelsäure, die sich nun mit der Thonerde verbindet.

Der Alaun besteht, wie man sieht, aus einer Verbindung zweier verschiedener Salze, er ist ein Doppelsalz. Die beiden Salze, das schwefelsaure Kali und die schwefelsaure Thonerde, haben sich chemisch mit einander vereinigt, denn es ist ein neuer Körper mit neuen Eigenschaften daraus entstanden; sie haben sich chemisch mit einander vereinigt, denn es sind von beiden Salzen festbestimmte Mengen in Verbindung getreten, nämlich auf 1 Grm. schwefelsaures Kali 2 Grm.

Fig. 136.



schwefelsaure Thonerde, oder genauer: auf 1 Aeq. KO, SO_3 1 Aeq. $Al_2O_3, 3\,SO_3$. Der Alaun ist in kaltem Wasser schwer, in heissem leicht löslich, reagirt sauer und hat, wie alle Thonerdesalze, einen zusammenziehenden Geschmack.

365. Eigenschaften. Gebrannter Alaun. *Versuch* a. Man erhitze einen kleinen Alaunkrystall vor dem Löthrohre: er schmilzt unter starkem Aufschäumen zu einer schwammigen, weissen Masse (gebrannter Alaun); das Aufschäumen rührt von dem verdampfenden Krystallwasser her, welches dem Gewichte nach beinahe die Hälfte des Alauns ausmacht (45,5 Proc.).

Farbstoffe und Alaun. *Versuch* b. Man koche 10 Grm. Rothholz mit der zwölffachen Menge Wassers $^1/_4$ Stunde lang und löse dann in der abgegossenen gelbrothen Brühe noch 10 Grm. Alaun auf: sie erlangt dadurch eine ungleich lebhaftere rothe Farbe. Nun giesse man so lange von einer Pottasche- oder Sodaauflösung hinzu, als noch ein Niederschlag erfolgt: der Niederschlag ist schön roth und giebt getrocknet dieselbe Farbe, die im Handel unter dem Namen Kugel- oder Wienerlack vorkommt. Auf ähnliche Weise macht man auch aus anderen Farbhölzern farbige Niederschläge (Lackfarben). Was hierdurch gezeigt werden soll, das ist die grosse Affinität, welche die Thonerde zu den Farbstoffen hat. Fast alle Farben des Pflanzen- und Thierreichs können durch die Thonerde gebunden und aus ihren Auflösungen niedergeschlagen werden. Hierauf gründet sich die hohe Wichtigkeit, welche die Thonerdesalze für die Färberei und Druckerei erlangt haben. Für diese Zwecke wird ausser dem Alaun auch sehr häufig die essigsaure Thonerde angewendet, weil die schwache Essigsäure leichter von der Thonerde weggeht, als die starke Schwefelsäure. Sie wird erhalten, wenn man essigsaures Bleioxyd und schwefelsaure Thonerde (oder Alaun), in Wasser gelöst, mit einander vermischt, wobei sich durch doppelte Wahlverwandtschaft lösliche essigsaure Thonerde (Thonbeize) und unlösliches schwefelsaures Bleioxyd bildet.

Kobaltlösung und Alaun. *Versuch* c. Man befeuchte ein Stückchen Alaun (oder auch Thon oder Thonerde) mit einem Tropfen salpetersaurer Kobaltauflösung und erhitze es vor

dem Löthrohre; die Salpetersäure wird verjagt, das zurückbleibende Kobaltoxyd aber färbt die Thonverbindung schön blau. Dieses Verhalten wird oft als ein sehr genaues Erkennungsmittel der Thonerde benutzt. Man bereitet auf ähnliche Weise auch eine werthvolle und sehr beständige blaue Farbe, die den Namen Kobaltultramarin erhalten hat.

366. Isomorphie. Der Alaun bietet ein schönes Beispiel dar, um daran die Erscheinung der sogenannten Isomorphie zu erläutern. Man ist nämlich im Stande, in demselben das Kali durch eine andere ähnliche einsäurige Basis, z. B. durch Natron oder Ammoniak, oder aber die Thonerde durch eine andere dreisäurige Basis, z. B. durch Chromoxyd oder Eisenoxyd, zu ersetzen, ohne dass dadurch die octaëdrische Krystallform geändert wird. Man erhält auf diese Weise folgende Arten von Alaun:

Kalialaun,	bestehend aus schwefels.	Thonerde	+	schwefels.	Kali,
Natronalaun	„ „ „	„	+	„	Natron,
Ammoniakalaun	„ „ „	„	+	„	Ammoniak,
Chromalaun	„ „ „	Chromoxyd	+	„	Kali (Natron oder Ammoniak),
Eisenalaun	„ „ „	Eisenoxyd	+	„	Kali (Natron oder Ammoniak).

Man nennt diese Verbindungen isomorphe (von *isos* — gleich, und *morph* — Gestalt) oder gleichgestaltige, und zwar aus dem Grunde, weil sie eine ähnliche Zusammensetzung und gleiche Krystallgestalt (Octaëder) haben. Der Name Alaun wird jetzt also auch für Doppelsalze gebraucht, in denen sich keine Thonerde vorfindet. Die drei ersten der genannten Alaune haben eine weisse Farbe, der Chromalaun eine dunkelrothe, der Eisenalaun eine blass-violette. Man kann sie leicht darstellen, wenn man die betreffenden einfachen Salze in passenden Verhältnissen zusammen in Wasser löst und die Lösung zum Krystallisiren hinstellt.

Den Namen isomorph wendet man auch auf Elemente und deren Verbindungen erster und zweiter Ordnung an, welche im Stande sind, ohne Aenderung der Krystallgestalt einander zu ersetzen oder zu vertreten und deren Moleküle zusammenkrystallisiren

können. So sind beispielsweise isomorphe Elemente: $\left\{\begin{matrix}\text{Calcium}\\ \text{Magnesium}\\ \text{Eisen}\end{matrix}\right.$ oder $\left\{\begin{matrix}\text{Phosphor}\\ \text{Arsen}\end{matrix}\right.$ oder $\left\{\begin{matrix}\text{Schwefel}\\ \text{Selen}\end{matrix}\right\}$; isomorphe Basen und Säuren: $\left\{\begin{matrix}CaO\\ MgO\\ FeO\end{matrix}\right.$ oder $\left\{\begin{matrix}PO_5\\ AsO_5\end{matrix}\right.$ oder $\left\{\begin{matrix}SO_3\\ SeO_3\end{matrix}\right.$.

Kommen dieselben in isomorphen Verbindungen mit einander gemischt vor, so entsprechen sie nicht einzeln, sondern in ihrer Summa dem betreffenden Aequivalentgewicht; man fasst die zusammengehörigen Bestandtheile dann auch unter dem Namen „correspondirende Bestandtheile“ zusammen.

Kieselsaure Thonerde.

367. Die kieselsaure Thonerde gehört zu den verbreitetsten Substanzen unseres Erdballes; amorph und pulverig stellt sie den Thon und Lehm der Ackererden dar, in derbem Zustande, als Feldsteinmasse, bildet sie die Grundmasse des Thonschiefers, Porphyrs, Basaltes und vieler anderen Gebirgsarten; in krystallinischem Zustande finden wir sie, mit den Silicaten von Kali, Natron, Kalkerde, Talkerde und Eisenoxydul zu Doppelsilicaten verbunden, in den verschiedenen Arten von Feldspath, Glimmer, Granat, Hornblende, Augit etc., welche nebst Quarz die Hauptbestandtheile des Granits, Gneisses, Glimmerschiefers und vieler anderer Gebirgsarten darstellen. Alle diese Gebirgsarten liefern beim Zerfallen einen thonigen oder lehmigen Boden, da die kieselsaure Thonerde unlöslich in Wasser ist und auch bei der Verwitterung zu Thon und Lehm unlöslich bleibt.

Verwitterung. In sehr einfacher Weise lässt sich diese an dem Kalifeldspath verdeutlichen. Dieser hat in seiner Zusammensetzung grosse Aehnlichkeit mit dem Kalialaun, nur dass er statt der Schwefelsäure Kieselsäure enthält.

Alaun (wasserfrei) $(KO, SO_3 + Al_2O_3, 3\,SO_3)$;
Feldspath $(KO, 3\,SiO_2 + Al_2O_3, 3\,SiO_2)$.

Durch den Einfluss der Luft und des (kohlensäurehaltigen) Wassers, der Hitze und der Kälte zerbröckelt der Feldspath endlich, wie alle Gesteine, er verwittert oder wird aufgelöst, wie

der Bergmann sagt, und dabei wird das kieselsaure Kali nach und nach durch das Wasser weggeführt, so dass als das Endproduct dieser Zersetzung reiner Thon, Porcellanerde oder Kaolin ($2\,Al_2O_3, 4\,SiO_2 + 4\,HO$) übrig bleibt. Dieser Thon ist nicht plastisch, er wird es erst, wenn er lange mit Wasser in Berührung gewesen und sich in Form eines höchst feinen Schlammes daraus abgesetzt hat. Solche durch natürliche Schlämmung gebildete Ablagerungen sind der Töpferthon und Pfeifenthon, der Thon- und Lehmboden der Niederungsgegenden u. a.

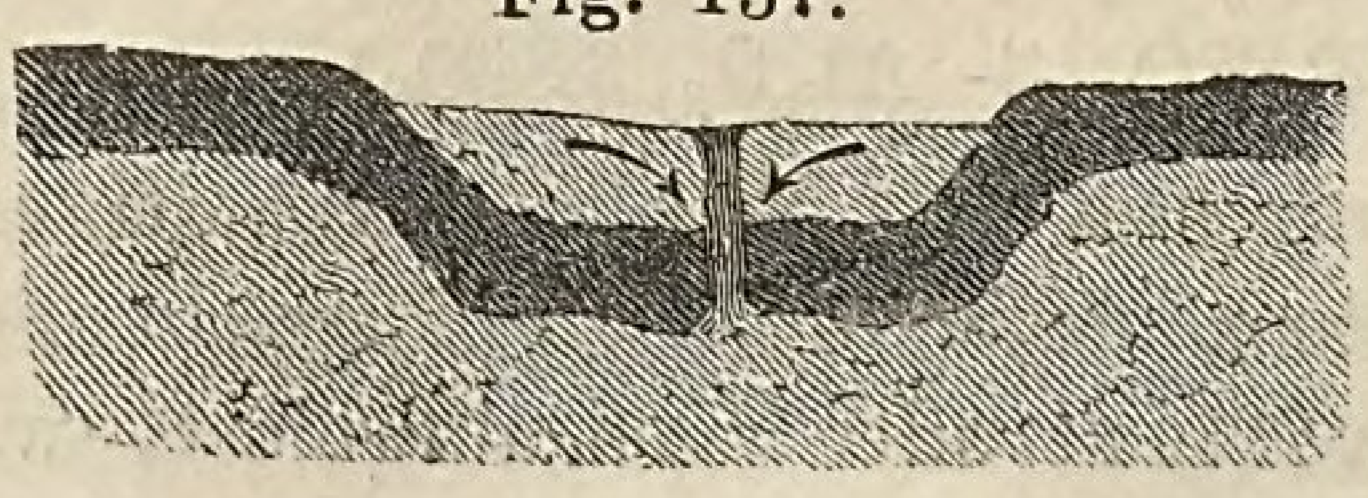
Wenn der Landwirth tief pflügt oder Brache hält, d. h. das aufgelockerte Feld einige Zeit unbebaut liegen lässt, so beschleunigt er dadurch die Verwitterung; dabei bilden sich aus den Bestandtheilen des Bodens lösliche Kali-, Natron-, Kalk- und andere Salze, und diesen insbesondere ist die vermehrte Fruchtbarkeit zuzuschreiben, welche dieses, wie es gewöhnlich heisst, „ausgeruhte Feld“ gegen andere Felder zeigt.

Thon und Lehm.

368. Thon ist plastisch und wasserdicht. An dem bekannten Töpferthon und dem noch bekannteren Lehm kennt Jeder das eigenthümliche Verhalten zum Wasser: beide Erdarten werden, wenn man sie mit Wasser zusammenknetet, zu einem zusammenhängenden, schlüpfrigen Teige, aus dem sich Figuren aller Art bilden lassen, sie sind plastisch oder bildsam. Kalk und Sand, auf gleiche Weise behandelt, halten nicht zusammen, sondern bleiben bröcklich. Der Lehm unterscheidet sich von dem Thon nur dadurch, dass er mehr Sand enthält und durch beigemengten Eisenrost gelb oder braun gefärbt erscheint. Ein Thon, bei dem noch mehr Sand ist als bei dem Lehm, wird gewöhnlich Letten genannt.

Wassergallen. *Versuch.* Man mache aus Thon- oder Lehmteig ein hohles Gefäss und giesse Wasser hinein: das Wasser bleibt darin stehen, weil es von dem Thon nicht durchgelassen wird, wie vom Sande oder Kalke. Finden sich Thonlager unter der

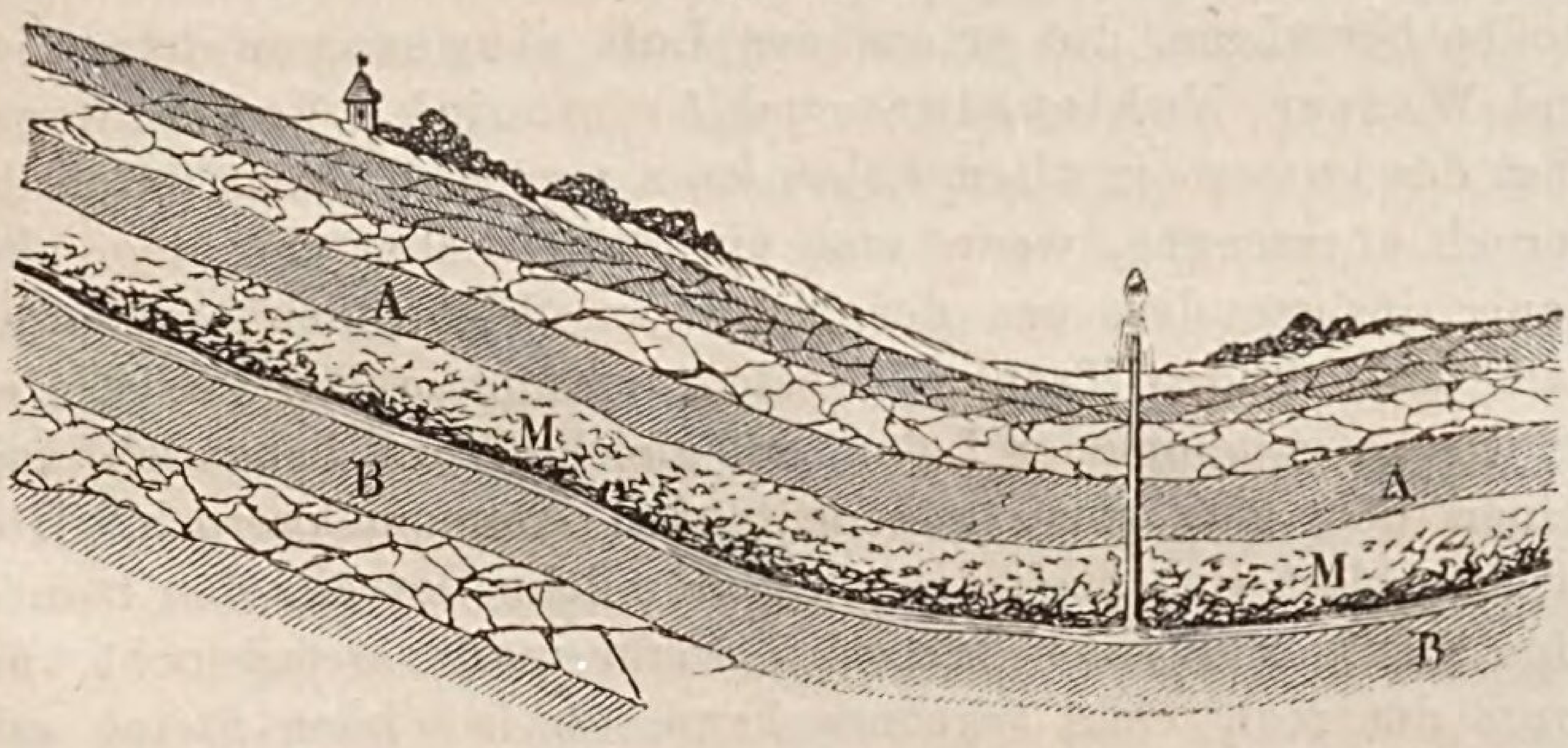
Fig. 137.



Ackererde eines Feldes, so kann an solchen Stellen das Regenwasser nicht in die Tiefe eindringen, und es entstehen auf diese Weise die sogenannten kalten und nassen Stellen oder Wassergallen. Man kann diese beseitigen, wenn man ein Loch durch die Thonschicht bis zur darunter befindlichen lockern Erdschicht bohrt, durch welches das Wasser abläuft (Fig. 137).

Artesische Brunnen. An vielen Orten trifft man im Inneren der Erde mehre mit Kies- oder Sandschichten (*M*) abwechselnde Thonablagerungen (*A*, *B*) über einander an (Fig. 138). Ziehen sich diese bis zu Anhöhen hinauf, so muss das eindringende Regenwasser sich zwischen den Thonschichten ansammeln und wie in einer Röhre in die Höhe steigen, da es sich weder

Fig. 138.



auf- noch abwärts ausbreiten kann. Bohrt man in solchen Gegenden an einer tiefgelegenen Stelle eine Oeffnung bis unter die obere Thon- oder Lehmschicht, so wird durch diese das Wasser bis über die Oberfläche des Erdbodens emporgetrieben und es entsteht ein natürlicher Springbrunnen, der noch höher springt, wenn man das Bohrloch bis unter das zweite etc. Thonlager niedertreibt. Den Namen artesische Brunnen haben diese Springquellen von der Grafschaft Artois in Frankreich erhalten, wo die Bodenverhältnisse so günstig sind, dass man fast bei jedem Bohrversuche auf solche trifft.

369. Saugkraft des Thons. *Versuch.* Rührt man unter Blauholzbrühe etwas Thon, so wird der Thon nach einigen Stunden violett, die Flüssigkeit aber viel heller aussehen. Der

Thon hat, wie die Thonerde, die Fähigkeit, Farbstoffe einzusaugen und unlöslich zu machen. Aehnlich verhält sich der Thon oder Lehm zu fettigen Stoffen, wie sich daraus ergiebt, dass man mittelst desselben Fettflecke aus Holz, Papier etc. herausziehen kann, wenn man die letzteren mit Thonbrei bestreicht und diesen einen halben bis ganzen Tag lang damit in Berührung lässt. In den Tuchfabriken benutzt man unter dem Namen Walkerde eine milde Thonart, um das beim Spinnen in die Wolle gebrachte Fett wieder daraus zu entfernen.

Thon saugt Luftarten ein. *Versuch.* Man lasse eine gewogene Menge von scharf getrocknetem Lehm einige Wochen an der Luft liegen und wäge sie nachher wieder: der Thon wird mehr wiegen als vorher. Die Gewichtszunahme kann nur von Stoffen herrühren, die er aus der Luft eingesogen hat; diese sind Wasser, Kohlensäure und Ammoniak. Von der Gegenwart des letztern in altem Lehm kann man sich leicht durch den Geruch überzeugen, wenn man ein Stück Lehm von einer alten Mauer, insbesondere aus der Nähe von Viehställen, mit etwas Kalk und einigen Tropfen Wasser zusammenreibt. Frisch aus der Grube genommener Lehm, auf gleiche Weise behandelt, zeigt keinen oder nur einen unbedeutenden Ammoniakgeruch. Hierdurch erklärt sich auch der eigenthümliche Geruch, den man an allen thonigen Steinen bemerkt, wenn man sie anhaucht, und durch den man leicht erkennen kann, ob in einem Steine oder einer Erde Thon enthalten sei oder nicht. Da Wasser, Kohlensäure und Ammoniak wichtige Nahrungsmittel für die Pflanzen sind, so ist es leicht einzusehen, dass der Lehm auch deswegen die Fruchtbarkeit der Felder erhöht, weil er die gedachten Stoffe aus der Luft anzieht. In sehr hohem Grade wirksam ist insbesondere der mit der Luft lange Jahre hindurch in Berührung gewesene Lehm, weil sich in demselben, in Folge langsamer Verwitterung, auflösliche Kalk- und Kalisalze (Salpeter etc.) gebildet haben. Darum schätzen auch erfahrene Landwirthe den Lehmschutt von alten Gebäuden als einen vorzüglichen Dünger. Eine ähnliche Veränderung erfährt der Lehm auch durch gelindes Brennen.

Gebrannte Thonwaaren.

370. Durch gelinde Erhitzung wird der Thon aufgeschlossen und die Verbindung zwischen der Thonerde und Kieselsäure so gelockert, dass die erstere nun durch Säuren gelöst werden kann (363). Durch sehr starke Erhitzung erfolgt im Gegentheil Verstärkung der Affinität, eine Erhöhung der Unlöslichkeit und zugleich eine Erhärtung des Thons zu einer festen, harten, in Wasser nicht mehr erweichbaren Masse. Dieses Verhalten des Thons in der Glühhitze, verbunden mit der plastischen Eigenschaft desselben in nassem Zustande, macht ihn vorzüglich geeignet zur Darstellung von irdenen Geschirren. Die Bereitungsart derselben kommt darin überein, dass der durch Schlämmen und Kneten mehr oder minder gereinigte Thonteig entweder aus freier Hand auf der Töpferscheibe oder durch Einpressen in Formen zu Gegenständen aller Art verarbeitet wird, die man erst lufttrocken werden lässt und dann in den Brennöfen so lange glüht, bis sie steinartig geworden sind. Während des Trocknens, mehr aber noch während des Brennens, zieht sich der Thon bedeutend zusammen (er schwindet); deshalb sind die Thongeschirre nach dem Brennen kleiner als vor demselben. Dieser Eigenschaft wegen benutzte man sonst kleine Thoncylinder zum Messen hoher Hitzgrade (Wedgewood's Pyrometer). Die Thonwaaren erlangen durch das Brennen zwar eine grosse Härte und Festigkeit, bleiben aber noch so porös, dass sie das Wasser einsaugen und durchschwitzen lassen. Man beseitigt diesen Uebelstand durch Ueberziehen derselben mit einer glasartigen Rinde, mit der sogenannten Glasur, die aus denselben Materialien zusammengesetzt wird wie das Glas. Die wichtigsten Gattungen von Thonwaaren sind:

a) Ziegelsteine und Schmelztiegel, aus rohem Lehm oder grobem Thon, meist unglasirt. Die braunrothe Farbe der Ziegel rührt von Eisenoxyd her. Feuerfeste oder Chamottesteine und Schmelztiegel werden aus sehr schwer schmelzbarem Thon unter Zusatz von schon geglühtem Thon (Scherben) dargestellt.

b) Töpferwaare, aus gewöhnlichem Thon, mit einem Bleiglase überzogen, welches aus Bleiglätte und Thon dargestellt wird.

c) Steingut (feine Töpferwaare), aus sehr weissem Thon, gleichfalls mit einem Bleiglasüberzuge.

d) Fayence, Töpferwaare mit Glasur, die man durch Zinnoxyd undurchsichtig und milchweiss (emailartig) macht (weisse Kachelöfen etc.).

e) Porcellan, wird aus dem feinsten Thon (Porcellanerde oder Kaolin) mit Feldspath bereitet und bis zur angehenden Schmelzung geglüht; die Glasur besteht aus Kaliglas, ohne Bleioxyd.

f) Steinzeug (ordinaires Porcellan), aus grauem Thon, halb geschmolzen; die Glasur wird durch Kochsalz erzeugt, welches man in den glühenden Töpferofen wirft, und besteht aus Natronglas, ohne Bleioxyd (Bierflaschen, Milchnäpfe etc.).

Als Farben zur Verzierung der Thonwaaren können nur Schmelzfarben (Metalloxyde), gerade wie bei der Glasmalerei, angewendet werden.

Lasursteinblau.

371. Durch Erhitzen von Thon, Schwefel und Soda ist man im Stande, das prachtvolle Ultramarinblau künstlich nachzubilden, welches bis daher durch Pulverisiren des kostbaren natürlichen Lasursteins gewonnen wurde, bei dessen Analyse man neben etwas Eisenoxyd nur die angegebenen Bestandtheile gefunden hatte. Die einzelnen Manipulationen der Fabrikation werden zwar noch geheim gehalten, die bereits bestehenden Fabriken liefern aber das Fabrikat — ebenso auch grünes Ultramarin — so billig, dass es jetzt die verbreitetste und schönste blaue Deckfarbe darstellt. Man kann es als eine Verbindung von Schwefelnatrium mit Natronsilicat und Thonerdesilicat ansehen. Beim Gebrauche dieser ganz unschädlichen Farben hat man sich zu hüten, sie mit Säuren zusammenzubringen, da diese das Schwefelnatrium unter Entwickelung von Schwefelwasserstoffgas zerlegen und dadurch das Blau und Grün in Schmutzigweiss umwandeln.

Zusammensetzung und Prüfung der Ackererden.

372. Hauptgemengtheile der Ackererden. Thon oder Lehm und Sand bilden Hauptbestandtheile unseres Ackerlandes; die Kenntniss ihrer Eigenschaften ist daher für

den Land- und Forstwirth von grosser Wichtigkeit, da er dadurch befähigt wird, sich über das verschiedene Verhalten des Bodens bei nassem oder trocknem Wetter, bei Kälte oder Hitze etc. Rechenschaft zu geben. Reiner Thonboden ist ganz unfruchtbar, ebenso reiner Sandboden; man erhält aber eine sehr fruchtbare Erde, wenn man diese beiden Bodenarten mit einander vermengt. Der Thon- oder fette Boden ist zu fest und schwer (zu bündig), als dass die Wurzeln, besonders die kleiner Gewächse, sich hinlänglich darin ausbreiten könnten; er ist ferner zu dicht, als dass er einen freien Luftwechsel gestattete. Ausserdem wird er bei kurzen Regengüssen wasserhart, d. h. er bekommt an der Oberfläche eine teigartige Rinde, die das tiefere Eindringen des Wassers verhindert; bei anhaltendem Regen aber wird er schlammig und dann lässt er das Wasser nur schwer wieder verdunsten und bleibt lange nass und kalt. Der Sand- oder magere Boden leidet an den entgegengesetzten Fehlern: er hat zu wenig Zusammenhang und ist zu porös und hält deshalb die Wurzeln der Pflanzen nicht fest genug; er wird von den Winden leicht aufgehoben und weggeweht; er lässt das Regenwasser zu tief eindringen und später wieder zu schnell verdunsten. Die angedeuteten Eigenschaften gehören zu dem, was man die äussere oder physische Beschaffenheit eines Bodens nennt. Es wird nun von selbst einleuchten, dass man die physische Beschaffenheit eines Thonbodens durch Zufuhr von Sand, die eines Sandbodens durch Zufuhr von Thon, Lehm oder Letten wesentlich verbessern kann.

373. Prüfung durch Schlämmen. *Versuch.* Um eine Ackererde auf ihren Gehalt an Lehm und Sand zu untersuchen, kocht man 50 Grm. davon in einem Porcellanschälchen mit etwas Wasser eine kurze Zeit und reibt sie dann mit einer Mörserpistille so lange, bis ein ganz gleichförmiger Brei entstanden ist. Röthet die Masse eingetauchtes blaues Lackmuspapier, so ist dies ein Zeichen, dass der Boden sauren Humus enthält und entweder der Entwässerung (Drainage) oder der Zufuhr von Kalk oder Mergel bedürftig ist. Den Brei verdünnt man dann noch mit Wasser und schüttet die trübe Flüssigkeit in ein hohes Glas (Fig. 139 a. f. S.); was im Schälchen zurückbleibt, wird mit etwas Wasser nachgespült. Bei ruhigem Stehen setzen sich die aufge-

schwemmten Erdtheile nach ihren specifischen Gewichten und ihrem Zertheilungsgrade zu Boden, der grobe Sand zuerst, dann der feine, zuletzt der Thon oder Lehm, und es lässt sich schon aus der verschiedenen Höhe der Sand- und Thonschichten ein ungefährer Schluss auf die Menge derselben machen.

Fig. 139.

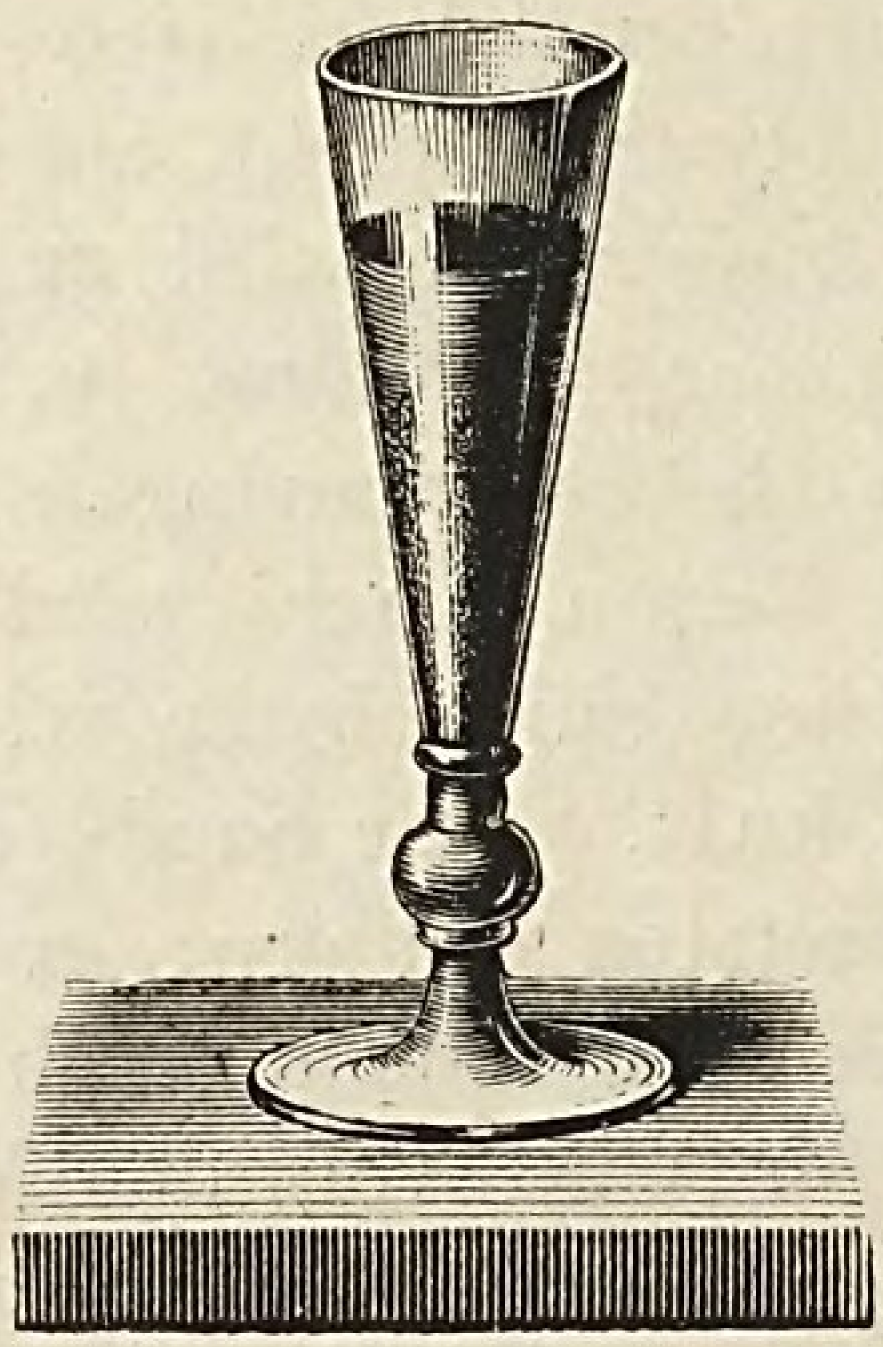
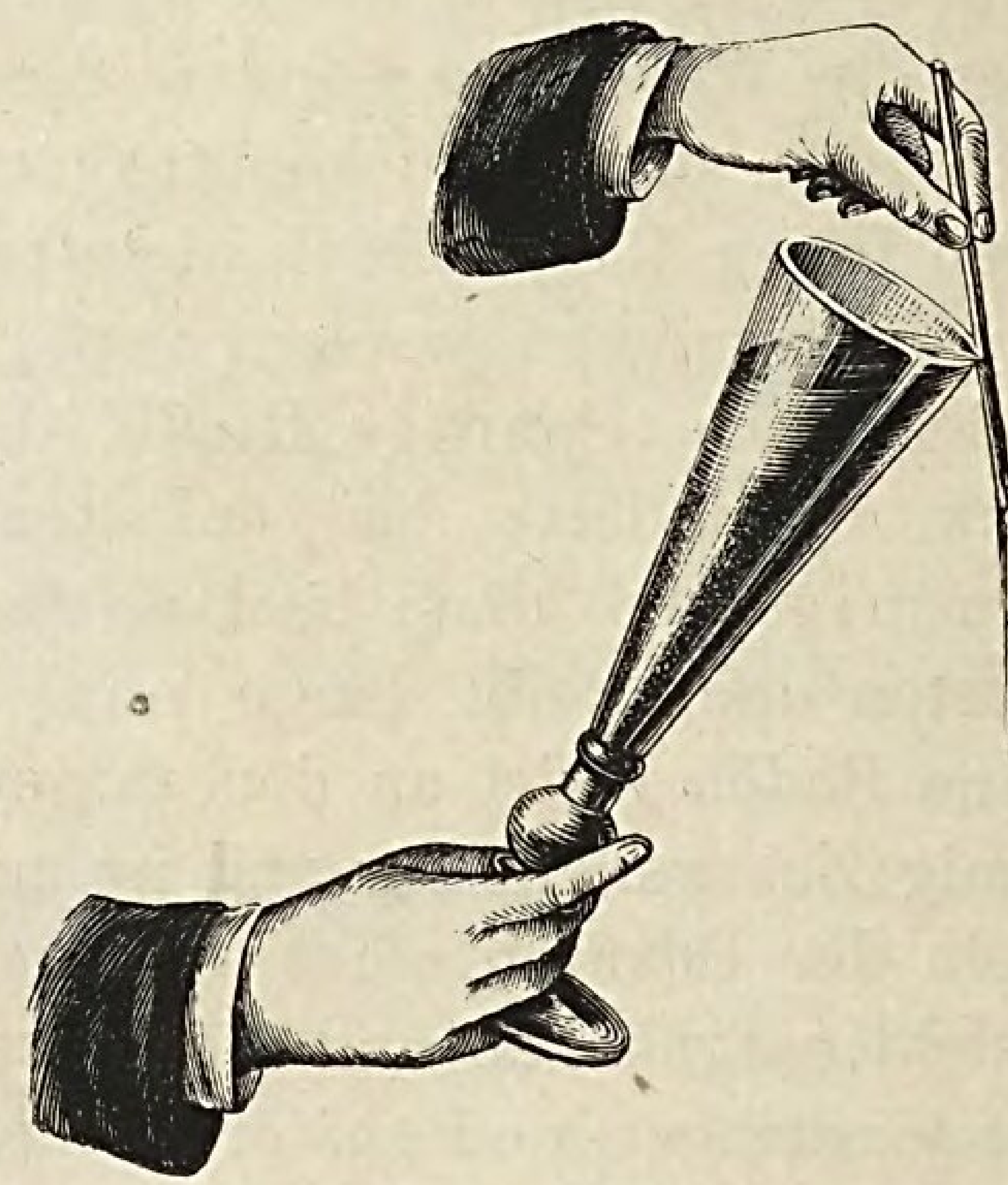


Fig. 140.



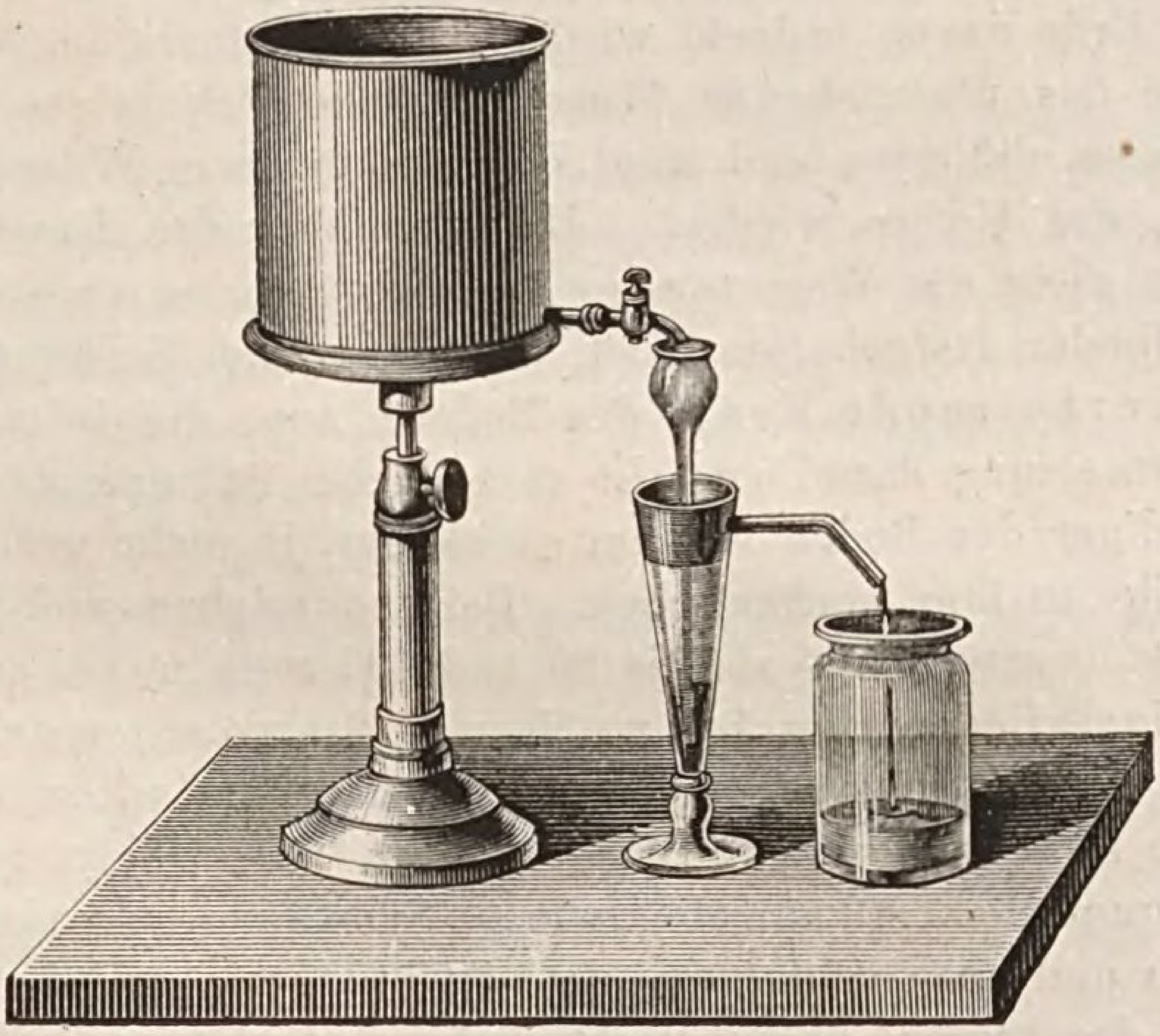
Genauer findet man diese Gemengtheile, wenn man den Bodensatz wieder aufrührt und die trübe Flüssigkeit nach kurzer Ruhe in ein anderes Gefäss abgiesst, jedoch mit der Vorsicht, dass von dem Sande, der wegen seiner gröberen Beschaffenheit zuerst zu Boden sinkt, nichts mit abfliesst. Der Rückstand wird wieder mit Wasser angerührt, letzteres abgegossen, und dieses Auf- und Abgiessen so lange fortgesetzt, bis aller Lehm aus dem Sande ausgewaschen ist. Beim Abgiessen hält man ein Stäbchen an den Rand des Glases, damit nicht ein Theil der Flüssigkeit an der äusseren Wandung des letzteren herabfliesse und so verloren gehe, oder man bestreicht den Glasrand mit etwas Talg, wodurch die Adhäsion der Flüssigkeit zum Glase gleichfalls aufgehoben wird. Der Sand wird getrocknet und gewogen; was an 50 Grm. fehlt, ist als feinerdige Masse, Lehm (Kalk und Humus in feinzertheiltem Zustande) in Rechnung zu bringen.

Diese Operation, durch welche man auf mechanischem Wege leichte Körper von schwereren oder richtiger feinzertheilte von gröberen trennt, heisst Schlämmen. Sie wird insbesondere in

den Hüttenwerken häufig angewendet, um das feingepochte Erzpulver von den beigemengten leichteren Stein- und Erdtheilen zu befreien.

374. Schlämmapparat. Noch besser als auf die angegebene Weise lässt sich die Trennung der feinerdigen Bodenbestandtheile von den gröberen mittelst des Schlämmapparates bewirken. Die gut zerriebene und in Wasser aufgeweichte Erde kommt in das oben mit einer Ausflussröhre versehene

Fig. 141.



Spitzglas, in dem ein bis zum Boden reichender Trichter steht, durch welchen ein continuirlicher Wasserstrahl aus dem höher stehenden grösseren Wasserreservoir in das Glas geleitet wird. Dieser rührt die Erde fortwährend auf und bringt die pulverigen Theile derselben in die Höhe, wo sie mit dem Wasser abfliessen, während die gröberen Theile nicht so hoch gehoben werden und in dem Glase zurückbleiben. Nach der Stärke des Wasserstrahls, den man durch einen Hahn reguliren kann, hat man es hier ganz in seiner Gewalt, die mechanische Trennung der Gemengtheile des Bodens, und mehr oder weniger scharf, sehr regelmässig vor sich gehen zu lassen, wie auch selbige in

beliebig viele Portionen zu zertheilen. So erhält man z. B. durch einen ganz schwachen Wasserstrahl nur die feinerdigen, durch einen stärkeren die groberdigen Erdtheile, durch einen noch stärkeren den feinen Sand u. s. f., und man kann diese alle für sich bestimmen, wenn man bei der jedesmaligen Verstärkung des Wasserstrahls frische Gefässe zur Aufnahme des Schlämmwassers untersetzt.

375. Wasserhaltende Kraft des Bodens. *Versuch.* Man schütte 100 Grm. trockne, zerriebene Erde in ein Becherglas, tarire dieses sammt der Erde und giesse nun soviel Wasser hinzu, dass die Erde davon bedeckt wird. Nach 24stündigem Weichen lässt man das überstehende Wasser durch vorsichtiges Neigen des Gefässes abfliessen und wägt dann, wenn kein Wasser mehr abtropft, das Gefäss wieder. Die Zunahme des Gewichts in Grammen giebt die Wassermenge in Procenten an, welche von dem Erdboden festgehalten wird; die gefundenen Zahlen drücken die wasserhaltende Kraft des Bodens aus, die je nach der Zusammensetzung desselben sehr verschieden ist, um so grösser, je feinerdiger der Boden ist, um so kleiner, je mehr gröbere Gemengtheile in ihm vorherrschen. Bei thonreichen und humusreichen Bodenarten kann sie bis 80 und 100 steigen, bei sandigen und kiesigen Bodenarten bis zu 25 und 20 sinken; es geben daher auch diese Zahlen schon annähernde Auskunft über die mechanische Zusammensetzung eines Bodens. Der Thon ist zwar in Wasser unlöslich, er kann aber, wie ein Schwamm, sehr viel davon einsaugen und auch sehr lange zurückhalten, wie man beim Austrocknen des nassen Thons leicht wahrnehmen kann. Ein entgegengesetztes Verhalten ist an dem Sande wahrzunehmen: er hält wenig Wasser zurück und giebt es sehr leicht wieder ab. Einen weiteren Unterschied zeigen diese beiden Erdarten endlich nach dem Trocknen: der Thon bildet derbe, harte Klumpen, der Sand ein lockeres, körniges Pulver. Es ist hiernach leicht erklärlich, warum der Landwirth die thonreichen Bodenarten als streng, schwer, nass, kalt und träge, die sandigen Bodenarten dagegen als leicht, trocken, hitzig und rasch bezeichnet.

376. Absorptionskraft des Bodens. Neuere Untersuchungen haben gelehrt, dass die Ackererde, insbesondere wenn sie reich an feinerdigen Gemengtheilen ist, ähnlich wie die po-

röse Holzkohle (114), die Kraft besitzt, gewisse leichtlösliche Basen und Säuren aus ihren wässerigen Lösungen abzuscheiden und festzuhalten. Die wichtigsten Nährmittel des Bodens und der in diesen gebrachten Düngemittel werden durch diese Absorptionskraft gegen die Auslaugung durch den Regen und gegen die Entführung derselben mit dem Drainwasser geschützt, insbesondere Ammoniak, Kali, Phosphorsäure und Kieselsäure. Die Wurzeln der Pflanzen und die Bodenfeuchtigkeit bringen die absorbirten Stoffe nach und nach wieder in Lösung und erstere saugen die Lösung als Nährflüssigkeit auf. Kommen Salze in den Boden, z. B. schwefelsaure, salzsaure oder salpetersaure Ammoniaksalze oder Kalisalze, so werden die Basen abgeschieden und absorbirt, die Säuren dagegen nehmen dafür Kalkerde und Talkerde auf und erleiden keine Absorption, sondern können mit dem Wasser weggeführt werden. Die Ackererde, zumal die Culturerde, stellt gleichsam ein Laboratorium vor, in dem die mannigfachsten chemischen Wechselwirkungen vor sich gehen, deren Kenntniss natürlich für den Landwirth von höchstem Interesse sein muss.

377. Prüfung auf Kalk- und Talkerde. *Versuch.* 20 Grm. getrockneter Ackererde werden in einem geräumigen Kochfläschchen mit der sechsfachen Menge Wasser und dann nach und nach mit 5 bis 10 Grm. Salzsäure übergossen und einige Stunden an einen warmen Ort gestellt. Tritt bei dem Zusatz der Säure ein merkliches Brausen ein, so ist dies ein Zeichen, dass der Boden reich an Kalk ist. Wenn dasselbe aufgehört hat, giesst man die Flüssigkeit auf ein Filtrum und spült das Fläschchen und Filtrum mit etwas warmem Wasser nach. Die durchgelaufene gelbliche Flüssigkeit wird so lange mit Ammoniak versetzt, bis sie deutlich danach riecht; die braunen Flocken, die sich hierbei ausscheiden, sind Eisenoxydhydrat und Thonerdehydrat (nebst Phosphorsäure), die man durch abermaliges Filtriren entfernt. Die erhaltene wasserhelle Flüssigkeit wird nun so lange mit einer Lösung von Oxalsäure in Wasser versetzt, als hierdurch noch eine Trübung von oxalsaurem Kalk (261) entsteht. Ist dabei der Ammoniakgeruch verschwunden, so fügt man von Neuem so viel Salmiakgeist hinzu, dass dieser Geruch wieder hervortritt. Die Stärke des Niederschlags zeigt an, ob

viel oder wenig Kalk zugegen ist. Will man die Menge desselben genauer bestimmen, so bringt man den Niederschlag, nachdem er sich abgelagert, auf ein gewogenes und getrocknetes Filtrum, wäscht ihn mit warmem Wasser aus und trocknet ihn bei Ofenwärme. Das Mehrgewicht des Filtrums ist oxalsaurer Kalk, wovon 100 Thle $38\frac{1}{3}$ Thln. Kalk oder $68\frac{1}{3}$ Thln. kohlensaurem Kalk entsprechen.

Die Talkerde oder Magnesia wird bei dem angegebenen Verfahren nicht mit gefällt, man kann sie aber aus der von dem oxalsauren Kalk abfiltrirten Flüssigkeit, der man noch etwas Ammoniak zugesetzt hat, durch Zusatz von phosphorsaurem Natron niederschlagen (357). Sind grössere Mengen davon vorhanden, so entsteht nach dem Umrühren mit einem Glasstabe sogleich ein weisser, krystallinischer Niederschlag von phosphorsaurer Ammoniak-Talkerde; bei geringem Gehalte erzeugt sich dieser Niederschlag erst nach längerem Stehen und in unbeträchtlicher Menge.

Die im Vorstehenden angegebenen einfachen Proben verdienten wohl häufiger von dem Landwirthe angestellt zu werden, als es jetzt geschieht; kann er doch durch sie, und zwar ohne kostspielige Apparate und grossen Aufwand an Zeit, sich selbst einigen Aufschluss über die hauptsächliche, oft sehr wechselnde Zusammensetzung des verschiedenen Bodens seiner Felder verschaffen.

Andere Erdmetalle.

378. Ausser dem allgemein verbreiteten Aluminium gehören noch in die Abtheilung der Erdmetalle die fünf seltenen Metalle: Beryllium, Zirconium, Yttrium, Erbium und Thorium. Die Sauerstoffverbindungen derselben sind weiss, unlöslich und erdig wie die Thonerde, und führen die Namen: Beryllerde, Zirconerde, Yttererde, Erbinerde und Thorerde. Die Beryllerde bildet mit Thonerde und Kieselsäure verbunden den durch Chromoxyd grün gefärbten Edelstein Smaragd, die Zirconerde mit Kieselsäure verbunden den rothen Hyacinth; die drei anderen Erden hat man bis jetzt nur in einigen seltenen Mineralien gefunden.

Rückblick auf die Erdmetalle.

(Aluminium, Beryllium, Yttrium etc.)

1) Die Erden sind Verbindungen der Erdmetalle mit Sauerstoff.

2) Sie sind im Wasser ganz unlöslich.

3) Sie verbinden sich nicht mit Kohlensäure.

4) Die wichtigste dieser Erden ist die Thonerde, die mit Kieselsäure verbunden (Thon, Lehm) einen Hauptbestandtheil des Ackerlandes, wie vieler Felsarten ausmacht.

5) Die Thonerde ist eine viel schwächere Basis als die Alkalien und alkalischen Erden.

6) Schwache Basen können sich oft mit starken Basen verbinden, gleichsam als ob sie Säuren wären.

7) Manche Körper können in chemischen Verbindungen einander vertreten, ohne dass eine Aenderung der Krystallform eintritt (isomorphe Verbindungen).

8) Neutralsalze sind Salze, in denen auf jedes Atom Sauerstoff, welches die Basis enthält, 1 Atom Säure kommt.

9) Manche Neutralsalze können sich noch mit 1 oder mehreren Atomen Säure verbinden; solche Verbindungen heissen saure Salze.

10) Ebenso giebt es auch Verbindungen von Neutralsalzen mit noch 1 oder mehreren Atomen Basis; man nennt sie basische Salze.

11) Wenn zwei verschiedene Salze sich chemisch mit einander vereinigen, so erhält man Doppelsalze.

Rückblick auf die bis hierher betrachteten (leichten) Metalle.

1) Die Alkali-, Erdalkali- und Erdmetalle werden zusammen leichte Metalle genannt, weil sie specifisch leichter sind als die übrigen Metalle.

2) Sie kommen nie als reine Metalle (gediegen), auch nicht als reine Oxyde (mit Ausnahme der Thonerde), sondern immer

als *Salze* in der Natur vor und bilden, nebst der Kieselerde, die Hauptmasse unserer Erdrinde.

3) Sie haben unter allen Körpern die grösste Verwandtschaft zum *Sauerstoff* und bilden damit Oxyde, welche sich (mit Ausnahme der Erden) in Wasser *auflösen*.

4) Die Oxyde der Alkali- und Erdalkalimetalle sind die *stärksten Salzbasen* (Alkalien, alkalische Erden).

5) Wegen der grossen Affinität zum Sauerstoff ist die Darstellung der leichten Metalle sehr schwierig, da man die Verbindung zwischen Metall und Sauerstoff nur in der stärksten Hitze durch Kohle, oder aber durch den galvanischen Strom aufheben kann. Genau bekannt und Handelsartikel sind nur Kalium, Natrium, (Lithium), Magnesium und Aluminium.

6) Bis zum Jahre 1807 hielt man die Alkalien und Erden für einfache Körper; in diesem Jahre gelang es aber dem englischen Chemiker *Davy*, sie durch den galvanischen Strom in Metalle und Sauerstoff zu zerlegen.

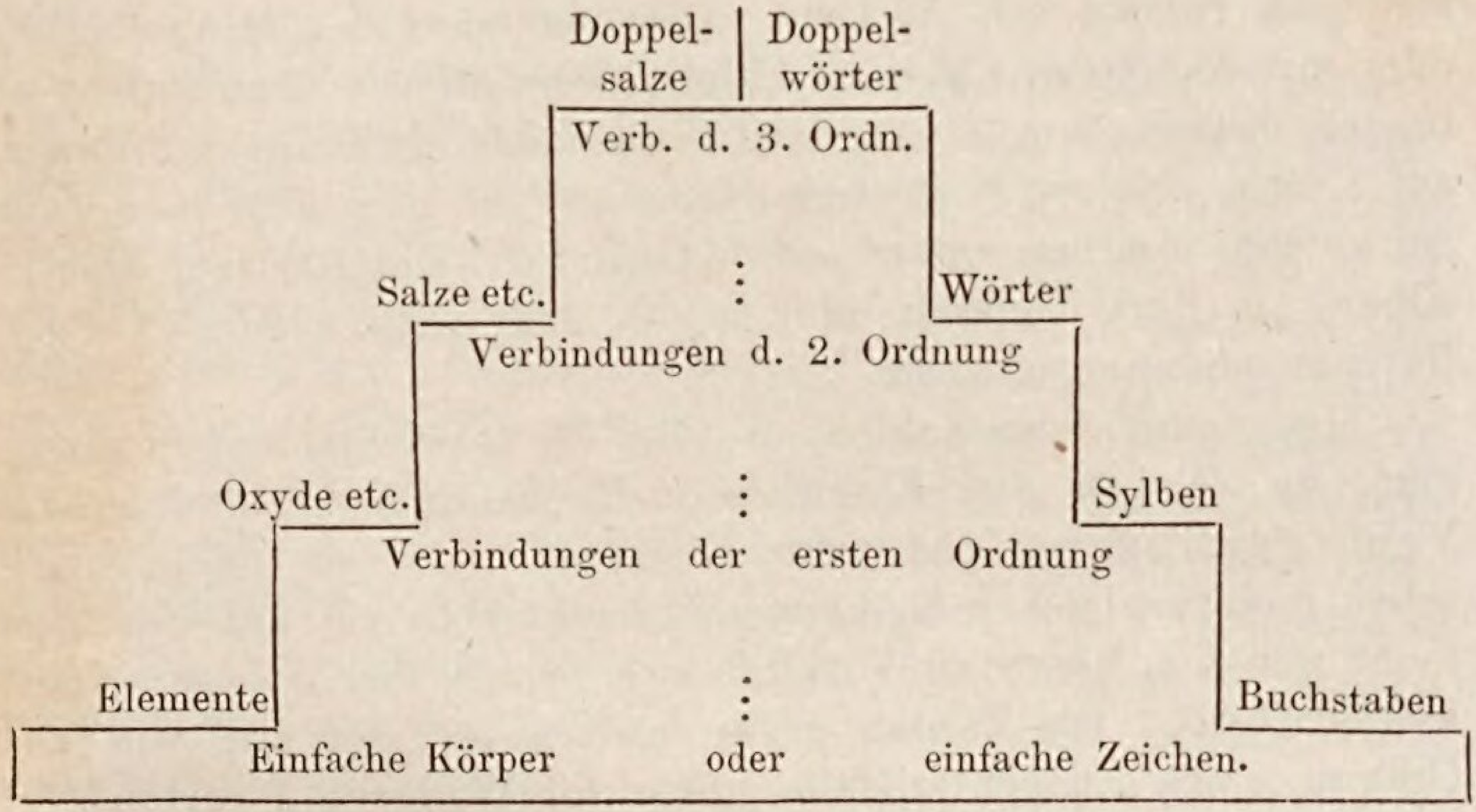
7) Die *meisten* leichten Metalle sind im Stande, das Wasser schon bei gewöhnlicher Temperatur und ohne Zusatz einer Säure zu zerlegen, d. h. ihm den Sauerstoff zu entziehen und somit den Wasserstoff frei zu machen.

Chemische Verbindungsgesetze.

Ehe wir weiter gehen zu der Betrachtung der übrigen Metalle, wird es gut sein, noch einmal einen Blick auf die im Vorigen oft erwähnten chemischen Verbindungsgesetze zu werfen und diese zu einer ungefähren Gesetzsammlung zu vereinigen.

379. Eintheilung der chemischen Verbindungen. Wie man aus den 25 Buchstaben unseres Alphabets unzählige Worte bilden kann, so lassen sich auch aus den 63 chemischen Elementen unzählige Verbindungen darstellen. Diese zerfallen in drei grosse Abtheilungen. Verbindungen *erster Ordnung* entstehen, wenn Elemente sich mit Elementen vereinigen; dahin gehören z. B. Säuren und Basen. Verbinden sich diese unter einander, so erhält man die Verbindungen *zweiter Ordnung*, z. B. Salze. Aus der Vereinigung der Salze mit Salzen entstehen die Verbindungen *dritter Ordnung*, z. B. Doppelsalze.. Etwas ganz

Aehnliches finden wir auch in unserer Sprache. Aus Buchstaben und Buchstaben bilden wir *Sylben*, aus Sylben und Sylben *Wörter*, aus Wörtern und Wörtern *zusammengesetzte Wörter*. Das folgende Schema wird diese Aehnlichkeit klarer machen.



Das aus dem vorigen Abschnitte bekannte Doppelsalz *Kalialaun* bietet ein gutes Beispiel dar, um sowohl in chemischer als sprachlicher Hinsicht den stufenweisen Uebergang vom Einfachen zum Zusammengesetzten daran zu erklären.

	Chemisches Beispiel.		Sprachliches Beispiel.	
Einfache Körper u. Zeichen:	K, Al (Metalle)	O, S (Nichtmetalle)	k, l, n, (Consonanten)	a, i, u, (Vocale)
Verbindungen 1. Ordn.	KO, Al_2O_3, (Basen)	SO_3 (Säure)	ka, li, al, aun. (Sylben)	
Verbindungen 2. Ordn.	$KOSO_3$, $Al_2O_3\,3\,SO_3$ (Salze)		Kali, Alaun. (Wörter)	
Verbindungen 3. Ordn.	$KO,SO_3 + Al_2O_3,3SO_3$ (Doppelsalz)		Kalialaun. (Doppelwort)	

Gewichtsverhältnisse bei chemischen Verbindungen. Wenn sich Elemente chemisch mit einander verbinden, so geschieht dies immer in festbestimmten Gewichtsmengen. In dem Wasser finden wir jederzeit 1 Grm. Wasserstoff mit 8 Grm. Sauerstoff verbunden, es mag vorkommen wo und wie es will, in Quellen oder im Meere, als Eis oder Dunst. Bereiten wir es uns künstlich, indem wir Wasserstoffgas

in Sauerstoffgas verbrennen, so brauchen wir ganz genau dieselben Gewichtsmengen der beiden Gase. Nehmen wir $1^1/_2$ Grm. Wasserstoff, so bleibt $^1/_2$ Grm. Wasserstoff übrig: nehmen wir 9 Grm. Sauerstoff, so bleibt 1 Grm. Sauerstoff übrig. Ebenso haben die genauesten Untersuchungen gelehrt, dass 1 Grm. Wasserstoff sich immer mit 16 Grm. Schwefel zu Schwefelwasserstoff oder mit 35,5 Grm. Chlor zu Chlorwasserstoff oder Salzsäure verbindet, dass in dem gebrannten Kalk oder Calciumoxyd immer auf 8 Grm. Sauerstoff 20 Grm. Calcium, in dem Zinnober oder Schwefelquecksilber immer auf 16 Grm. Schwefel 100 Grm. Quecksilber, in dem Kochsalz immer auf 35,5 Grm. Chlor 23 Grm. Natrium kommen u. a. m.

Man nennt diese Zahlen, welche die Gewichtsmengen anzeigen, in welchen die Elemente sich chemisch verbinden, die Verbindungsgewichte der Elemente. Um sie leicht übersehen und vergleichen zu können, bezieht man sie auf das Element mit dem kleinsten Verbindungsgewicht, den Wasserstoff, als Einheit. Die Zahlen geben also zuvörderst an, wie viel Gramm eines Elementes, falls dieses mit Wasserstoff verbindbar, mit 1 Grm. des letztern in Verbindung treten.

380. Aequivalentgewichte. Weitere Versuche führten zu der überraschenden Entdeckung, dass man aus den gefundenen Zahlen nicht nur erfahren könne, in welchen Quantitäten sich die Elemente mit dem Wasserstoff verbinden, sondern auch, in welchen Quantitäten sie sich unter einander verbinden. Dies geschieht nämlich gleichfalls genau in den Gewichtsmengen, welche durch die Zahlen der Verbindungsgewichte angegeben werden. 1 Grm. Wasserstoff verbindet sich genau mit 8 Grm. Sauerstoff zu Wasser, mit 16 Grm. Schwefel zu Schwefelwasserstoffgas, mit 35,5 Grm. Chlor zu Salzsäure; dieselbe Menge Schwefel, die mit 1 Grm. Wasserstoff Schwefelwasserstoff giebt, bildet mit 8 Grm. Sauerstoff unterschweflige Säure, mit 20 Grm. Calcium Schwefelcalcium, mit 28 Grm. Eisen Einfach-Schwefeleisen, mit 100 Grm. Quecksilber Schwefelquecksilber oder Zinnober. Erhitzt man Eisen mit Zinnober, so tritt der Schwefel an das stärkere Eisen und das Quecksilber wird frei; 28 Grm. Eisen reichen dann gerade hin, um 116 Grm. Zinnober zu zerlegen, und dabei werden jedesmal 100 Grm. Quecksilber ausgeschieden.

Wendet man mehr Eisen an, so bleibt ein Theil Eisen unverbunden; nimmt man mehr Zinnober, so bleibt ein Theil Zinnober unzersetzt. Wenn in einer chemischen Verbindung ein Element an die Stelle eines anderen tritt, so geschieht dieses immer in den durch die Verbindungsgewichte angegebenen Quantitäten.

Für 1 Thlr. kann man kaufen oder eintauschen: 1,2 Grm. Gold oder 5 Grm. Platin, 17 Grm. Silber oder 300 Grm. Quecksilber; 1,2 Grm. Gold haben sonach denselben kaufmännischen Werth wie 5 Grm. Platin oder 17 Grm. Silber etc. Aehnlich ist es bei den chemischen Verbindungen. Mit 1 Grm. Wasserstoff verbinden sich 8 Grm. Sauerstoff, 16 Grm. Schwefel, 35,5 Grm. Chlor; mit 8 Grm. Sauerstoff verbinden sich ebenfalls 16 Grm. Schwefel, 35,5 Grm. Chlor, oder 20 Grm. Calcium, 28 Grm. Eisen, 100 Grm. Quecksilber u. s. f. 1 Grm. Wasserstoff hat also denselben chemischen Werth, dieselbe Leistungsfähigkeit wie 8 Grm. Sauerstoff, 16 Grm. Schwefel, 28 Grm. Eisen etc. Dies ist der Grund, weshalb man die angegebenen Elementmengen, nach welchen sich dieselben bei chemischen Zersetzungen der Körper derselben Art austauschen, als äquivalente ansieht (von *aequus*, gleich, und *valere*, gelten, Werth haben). Unter 1 Aequivalent Wasserstoff = H hat man sich also immer 1 Gewichtstheil, unter 1 Aeq. Sauerstoff = O 8 Gewthle., unter 1 Aeq. Chlor = Cl 35,5 Gewthle., unter 1 Aeq. Eisen = Fe 28 Gewthle. zu denken. Die Zahlen der Verbindungsgewichte werden deshalb auch Aequivalentgewichte (Aeq.-Gew.) genannt. Die Elemente mit kleinem Aequivalentgewicht müssen hiernach gleichsam als sehr kräftige chemische Körper angesehen werden, die mit grossem Gewichte dagegen als schwache.

Verbindungsgewichte oder Aequivalentgewichte der bekanntesten Elemente.

Wasserstoff . . .	H =	1	Chlor	Cl =	35,5
Sauerstoff	O =	8	Brom	Br =	80
Stickstoff	N =	14	Jod	J =	127
Kohlenstoff	C =	6	Fluor	Fl =	19
Schwefel	S =	16	Bor	B =	11
Phosphor	P =	31	Silicium	Si =	14

Kalium	K = 39	Cadmium	Cd = 56
Natrium	Na = 23	Blei	Pb = 103,5
Lithium	Li = 7	Kupfer	Cu = 31,7
Calcium	Ca = 20	Quecksilber . . .	Hg = 100
Barium	Ba = 68,5	Silber	Ag = 108
Strontium	Sr = 43,8	Platin	Pt = 99
Magnesium . . .	Mg = 12	Gold	Au = 197
Aluminium	Al = 13,7	Zinn	Sn = 59
Eisen	Fe = 28	Wismuth	Bi = 208
Mangan	Mn = 27,5	Chrom	Cr = 26
Kobalt	Co = 29,5	Molybdän . . .	Mo = 48
Nickel	Ni = 29,5	Wolfram	W = 92
Uran	U = 60	Antimon	Sb = 122
Zink	Zn = 32,5	Arsen	As = 75

Statt, wie es hier geschehen, die Verbindungsgewichte auf 1 Wasserstoff zu beziehen, wurden bisher vielfach 100 Sauerstoff als Einheit angenommen. Um die obigen Zahlen dieser Annahme gemäss umzuwandeln, braucht man sie nur mit $12\frac{1}{2}$ zu multipliciren.

381. Verbindungs- oder Aequivalentgewichte zusammengesetzter Körper. Die im Vorhergehenden an den Elementen nachgewiesene Gesetzmässigkeit gilt auch für die chemischen Verbindungen zweiter und dritter Ordnung, worauf schon der Vorgang beim Neutralisiren einer Basis mit einer Säure und die in 267. und 268. besprochenen Verbindungsverhältnisse hindeuten. Wenn sowohl die basischen Eigenschaften einer Basis als die sauren einer Säure verschwunden sind, dann haben sich gerade von beiden Körpern die gesetzlich bestimmten Mengen mit einander vereinigt. Wie gross diese Menge für jeden Körper sei, erfährt man leicht, wenn man die Aequivalentzahlen ihrer Bestandtheile zusammenaddirt.

Kreide ist kohlensaure Kalkerde (CaO, CO_2).

Die Kalkerde besteht aus:	Die Kohlensäure besteht aus:
1 Aeq. Calcium = 20	1 Aeq. Kohlenstoff = 6
und 1 Aeq. Sauerstoff = 8;	und 2 Aeq. Sauerstoff = 16;
CaO hat also die Zahl 28,	CO_2 hat also die Zahl 22,

d. h. in der Kreide sind immer 28 Grm. Kalkerde mit 22 Grm. Kohlensäure verbunden und genau dieselben Mengen muss man anwenden, wenn man sie künstlich aus ihren Bestandtheilen darstellen will. Der kohlensaure Kalk erhält hiernach die Zahl = 50.

Will man die Kreide durch englische Schwefelsäure in Gyps ($CaO, SO_3 + 2HO$) umwandeln, so hat man zuerst die Zahl für die englische Schwefelsäure zu suchen. In ihr findet man gewöhnlich 1 Aeq. wasserfreie Schwefelsäure mit 1 Aeq. Wasser vereinigt.

Die Bestandtheile der Schwefelsäure sind:		Die Bestandtheile des Wassers sind:	
1 Aeq. Schwefel	= 16	1 Aeq. Wasserstoff	= 1
und 3 Aeq. Sauerstoff	= 24;	und 1 Aeq. Sauerstoff	= 8;
SO_3 hat also die Zahl	= 40.	HO hat also die Zahl	= 9.

Die englische Schwefelsäure erhält folglich die Zahl = 49. Diese Quantität in Grammen reicht genau hin, um, unter Zuhülfenahme von noch 1 Aeq. Wasser (9 Grm.), die obigen 50 Grm. von kohlensaurem Kalk vollständig in schwefelsauren zu verwandeln. Die Kohlensäure, welche dabei entweicht, beträgt 22 Grm.

Der Gyps verbindet sich immer mit 2 Aeq. Krystallwasser, seine Bestandtheile sind also:

1 Aeq. CaO	= 28
1 Aeq. SO_3	= 40
und 2 Aeq. HO	= 18
Aeq.-Zahl des krystall. Gypses	= 86.
Aeq.-Zahl des wasserfreien Gypses	= 68.

Ehe man diese Gesetze kannte, konnte man nur durch mühsames Probiren finden, wie viel man von dem einen Körper zu nehmen hatte, um ihn mit einem anderen zu verbinden oder durch ihn einen anderen zu ersetzen; jetzt braucht man nur in den Tabellen der Verbindungs- oder Aequivalentgewichte die betreffenden Zahlen nachzusehen, um im Voraus die anzuwendenden Gewichtsmengen zu erfahren.

382. Gesetz der multiplen Proportionen. Viele Elemente haben die Fähigkeit, sich bald mit weniger, bald mit mehr, bald mit noch mehr Sauerstoff, Schwefel, Chlor u. s. w. zu verbinden; es entstehen auf diese Weise die unter 177. beschriebenen Oxyda-

tions-, Schwefelungs- und Chlorstufen. Es könnte auf den ersten Blick scheinen, als läge darin ein Widerspruch mit dem Gesetze: dass sich die Körper immer in festbestimmten Quantitäten mit einander verbinden; der Widerspruch verschwindet aber, wenn man die Sache aufmerksamer betrachtet, denn man wird dann finden, dass es sich nicht um ein beliebiges oder zufälliges Mehr oder Weniger handelt, sondern um ein gleichfalls festbestimmtes und unveränderliches.

Besteigen wir eine Anhöhe, so steht es in unserm Belieben, mehr oder weniger, grössere oder kleinere Schritte zu machen, denn wir können den Fuss auf jeder beliebigen Stelle aufsetzen; steigen wir aber auf einer Treppe oder einer Leiter in die Höhe, so sind wir gezwungen, eine festbestimmte Anzahl von Schritten zu machen, weil wir den Fuss nur an bestimmten Stellen aufsetzen können. Wie in dem letzteren Falle, so verhält es sich auch mit den Körpern, die sich in mehr als einem Verhältnisse mit einem anderen verbinden: es werden von ihnen zwar verschiedene, jederzeit aber doch unveränderliche Mengen aufgenommen. Hierbei hat man gefunden, dass die grösseren Mengen immer genau das $1\frac{1}{2}$fache, Doppelte, $2\frac{1}{2}$fache, 3fache oder $3\frac{1}{2}$fache von der geringsten Menge betragen, nicht aber etwa das $1\frac{1}{4}$fache oder $1\frac{3}{4}$fache oder $1\frac{7}{8}$fache u. s. w. Das Aufsteigen erfolgt gleichsam nur auf ganzen oder halben Stufen, z. B.:

6 Grm. Kohlenstoff geben mit	8 Grm. Sauerst.	Kohlenoxydgas	$= CO$,
	12 „ „	Oxalsäure (doppelt)	$= C_2O_3$,
	16 „ „	Kohlensäure	$= CO_2$.
14 Grm. Stickstoff geben mit	8 Grm. Sauerst.	Stickoxydul	$= NO$,
	16 „ „	Stickoxyd	$= NO_2$,
	24 „ „	salpetrige Säure	$= NO_3$,
	32 „ „	Untersalpeters.	$= NO_4$,
	40 „ „	Salpetersäure	$= NO_5$.
27,5 Grm. Manganmetall geben mit	8 Grm. Sauerst.	Manganoxydul	$= MnO$,
	12 „ „	Manganoxyd (doppelt)	$= Mn_2O_3$,
	16 „ „	Manganüberoxyd	$= MnO_2$,
	24 „ „	Mangansäure	$= MnO_3$,
	28 „ „	Uebermangansäure (doppelt) . .	$= Mn_2O_7$.

Bei den Kohlenstoffverbindungen ist also das
Verhältniss des Sauerstoffs wie 1 zu $1^1/_2$ zu 2.
Bei den Stickstoffverbindungen ist also das
Verhältniss des Sauerstoffs wie 1 : 2 : 3 : 4 : 5.
Bei den Manganverbindungen ist also das
Verhältniss des Sauerstoffs wie 1 : $1^1/_2$: 2 : 3 : $3^1/_2$.

Man sieht, diese Zahlen stehen in einem sehr einfachen Verhältnisse (Proportion) zu einander und die grösseren betragen immer ein Mehrfaches (Multiples) von den kleineren; daher der Name: Gesetz der multiplen Proportionen.

383. Gesetz der einfachen Gasvolume. Dieselbe Gesetzmässigkeit, welche bezüglich des Gewichtes bei der Verbindung eines Körpers mit einem anderen stattfindet, nehmen wir auch dann wahr, wenn wir bei der Verbindung von gasförmigen Körpern untersuchen, welche Mengen dem Maasse nach sich chemisch mit einander vereinigen. Die Antwort lautet: Gas- und dampfförmige Körper verbinden sich nach einfachen Raum- oder Volumverhältnissen mit einander. Ferner hat man gefunden, dass die erzeugte Verbindung, sofern sie wiederum gas- oder dampfförmig ist, entweder das Volum ihrer Bestandtheile beibehält oder sich in einfachem Verhältniss zu einem kleineren Volum verdichtet. So werden z. B. erzeugt aus:

1 Vol.	Chlor	und 1	Vol.	Wasserstoff	2 Vol.	Chlorwasserstoff, HCl,	
1 „	Sauerstoff	„ 1	„	Stickstoff	2 „	Stickstoffoxyd, NO_2,	
1 „	Stickstoff	„ $1^1/_2$	„	Sauerstoff	2 „	salpetrige Säure, NO_3,	
1 „	Sauerstoff	„ 2	„	Stickstoff	2 „	Stickstoffoxydul, NO,	
1 „	„	„ 2	„	Wasserstoff	2 „	Wassergas, HO,	
1 „	Schwefelgas	„ 2	„	Sauerstoff	2 „	schweflige Säure, SO_2,	
1 „	„	„ 2	„	Wasserstoff	2 „	Schwefelwasserstoff, HS,	
1 „	Stickstoff	„ 3	„	Wasserstoff	2 „	Ammoniak, NH_3 etc.	

Wir finden also auch hier dieselbe Gesetzmässigkeit und eine noch weit grössere Einfachheit, als wenn die Körper sich dem Gewichte nach mit einander verbinden. Wäre es möglich, alle Körper in Gase zu verwandeln, so würden wir wahrscheinlich bei allen chemischen Verbindungen ähnliche einfache Maassverhältnisse bemerken. Durch Vergleichung des Gewichts, welches

gleiche Volume der einzelnen Gase, z. B. 1 Liter, besitzen (Volumgewicht), lassen sich aber auch hier die Maassbestimmungen leicht in Gewichtsbestimmungen überführen.

So viel über die durch das Experiment bewiesenen Regelmässigkeiten bei chemischen Verbindungen und Zersetzungen. Ueber die daraus gezogenen mehr theoretischen und hypothetischen Folgerungen wird in Verbindung mit den neueren chemischen Theorieen und Ansichten ein kleiner Nachtrag am Schlusse dieser Abtheilung nachfolgen.

M e t a l l e.

II. Abtheilung.

Schwere Metalle.

I. Eisengruppe.

Eisen, *Ferrum* (Fe).

(Aeq.-Gew. = 28. — Specif. Gew. = 7,5 bis 7,8.)

— Schon im Alterthume bekannt. —

384. Nennt man das Gold den König der Metalle, so muss das Eisen als der bei Weitem wichtigste und nützlichste Mann im Staate der Metalle gelten. Sonst sah man das Eisen als das Symbol des Krieges an und gab ihm den Namen Mars und dessen Zeichen ♂; dass es jetzt aber auch für die friedlichen Beschäftigungen der Menschen eine grosse, eine unbeschreiblich grosse Wichtigkeit erlangt hat, wer wüsste das nicht? Nicht in Schwerter und Kanonen allein vermögen wir dieses Metall umzuformen, das Eisen ist es, aus dem wir uns auch Pflug und Meissel und die tausenderlei verschiedenartigen Werkzeuge und Maschinen, von der simplen Kaffeemühle an bis hinauf zu der wundersamen Dampfmaschine, darstellen; es ist die Leiter, auf der Künste und Gewerbe bis zu einer so ausserordentlichen Höhe hinaufgestiegen sind; es ist die Brücke, auf der wir jetzt über Berg und Thal mit einer Geschwindigkeit hinwegfliegen, die ans Zauberhafte grenzt.

Das Gold finden wir gediegen auf der Oberfläche der Erde; wir brauchen den Kiesboden mancher Länder, den Sand mancher Flüsse nur auszuwaschen und abzuschlämmen, um das Gold in metallischem Zustande zu erhalten. Nicht so mit dem Eisen,

welches gediegen nur als Seltenheit in manchen Meteormassen vorkommt. Aus der Tiefe der Erde müssen wir durch kunstvolle Bauten die Erze hervorholen, in denen das Eisen versteckt liegt; durch künstliche Mittel müssen wir diesen in dem heftigsten Feuer erst ihren Sauerstoff entziehen, um sie in metallisches Eisen zu verwandeln, müssen das letztere erst umschmelzen und auf die mannigfachste Weise umarbeiten, ehe es die Eigenschaft erlangt, sich schmieden und schweissen zu lassen. Das Gold wird dem Menschen von der Natur als ein Geschenk dargeboten; das Eisen muss erst durch die mühsamste Arbeit, durch Anstrengung der körperlichen wie der geistigen Kräfte erkämpft werden. Gerade dadurch aber ist das Eisen zu einem Segen geworden für die Länder, die sich mit der Darstellung und Verarbeitung desselben beschäftigen; denn wir finden in ihnen, wie die Geschichte lehrt, den Segen der Arbeit: Gesundheit, Zufriedenheit, Wohlstand und Geistescultur in viel höherem Maasse, als in den Ländern, wo man Gold im Ueberflusse hatte und dabei das Arbeiten verlernte.

Eisen in organischen Körpern. Das Eisen erscheint auch in anderer Beziehung vor allen anderen schweren Metallen bedeutungsvoll für den Menschen. Es ist das einzige Metall, welches unschädlich ist für unsere Gesundheit; das einzige Metall, welches einen nie fehlenden Bestandtheil des thierischen Körpers, namentlich des Blutes, ausmacht; das einzige Metall, welches wir überall auf der Erde, in allen Steinen und Erdarten und auch in den Pflanzen antreffen. Wissen wir auch noch nicht, worin der Einfluss besteht, den es auf das Leben der Thiere und Pflanzen ausübt, zu dem Schlusse müssen wir doch durch seine allgemeine Verbreitung geführt werden, dass es der höchsten Weisheit gefallen hat, dem Eisen eine ähnliche Wichtigkeit für das organische Leben beizulegen wie dem Kochsalze, dem Kalke, der Phosphorsäure und einigen anderen Stoffen.

Eisenoxyde und Eisenerze.

Zur Darstellung des Eisens dienen die in der Natur vorkommenden Sauerstoffverbindungen desselben, die zuerst der Betrachtung unterliegen mögen. Man wendet zu den nachfolgen-

den Versuchen das zarte Eisenpulver an, das in der Apotheke unter dem Namen *ferrum pulveratum* vorräthig gehalten wird.

Eisenoxyduloxyd (FeO, Fe_2O_3).

385. Hammerschlag. Man schütte 1,4 Grm. Eisenpulver auf eine Kohle und erhitze es an einer Stelle einige Augenblicke mit dem Löthrohre: es fängt an zu glühen und dieses Glühen pflanzt sich nachher von selbst durch die ganze Masse fort, was man sehr deutlich an dem regenbogenfarbigen Streifen erkennt, der dem Erglühen vorausgeht. Das Eisen nimmt dabei eine dunklere, fast schwarze Farbe an und bildet nach dem Erkalten einen zusammengebackenen Kuchen, der 1,5 Grm. wiegt, weil sich 0,1 Grm. Sauerstoff mit dem Eisen verbunden hat. Man kann denselben als Eisensuboxyd (1 Aeq. Eisen und $\frac{1}{4}$ Aeq. Sauerstoff) ansehen. Erhitzt man ihn weiter vor dem Löthrohre, bis das Eisen 0,4 Grm. Sauerstoff aufgenommen (1 Aeq. Sauerstoff auf 1 Aeq. Eisen), so hat die Verbindung die Zusammensetzung des Eisenoxyduls (FeO). Bei noch längerer Erhitzung wird dieses, wenn es noch 0,1 Grm. Sauerstoff angezogen, zu derselben Verbindung, welche sich beim Verbrennen des Eisens in Sauerstoff und beim Schmieden und Schweissen des Eisens bildet, zu dem bekannten Hammerschlag. Er ist ein Gemenge von Oxydul und Oxyd (Fe_2O_3). Das Eisenoxydul kann man sich auf diese Weise nicht rein darstellen, weil sich immer gleichzeitig Oxyd mitbildet; wohl aber lässt sich aus der Farbe des Suboxyds und Oxyduloxyds schliessen, dass es eine schwarze Farbe besitzt. Diese Farbe bemerken wir auch an allen Felsarten, die Eisenoxydul enthalten, als Basalt, Thonschiefer u. a Das gewöhnliche Flaschenglas, Grünstein, Serpentin etc. verdanken ihre grüne Farbe dem kieselsauren Eisenoxydul.

Magneteisenstein. An vielen Orten findet man im Innern der Erde ein Eisenerz, welches dieselbe Zusammensetzung und dieselbe schwarze Farbe hat wie der Hammerschlag. Man nennt es Magneteisen, weil es nicht nur von dem Magnete angezogen wird, sondern selbst kleine Eisenstückchen anzieht und festhält. Umgiebt man ein Stück Magneteisen mit zwei eisernen Stäben, so geht die magnetische Kraft aus dem

Steine in das Eisen über, und man kann sich auf diese Weise kleine (natürliche) Magnete anfertigen. Das berühmte schwedische Eisen wird zum grössten Theile aus diesem Eisenerze ausgeschmolzen.

Eisenoxyd (Fe_2O_3).

386. *Versuch* a. Wird Hammerschlag lange Zeit in der äusseren oder Oxydationsflamme des Löthrohrs erhitzt, so überzieht er sich mit einem braunrothen, pulverigen Ueberzuge; er nimmt nämlich noch mehr Sauerstoff aus der Luft auf und wird zu Eisenoxyd.

Versuch b. Leichter stellt man sich das Eisenoxyd auf folgende Weise dar. Man legt einen Krystall von Eisenvitriol ($FeO, SO_3 + 7HO$) auf eine Kohle und glüht ihn so lange, bis er braunroth geworden ist. Wasser und Schwefelsäure entweichen, und das übrigbleibende Eisenoxydul nimmt noch $\frac{1}{2}$mal mehr Sauerstoff auf, als es schon hatte, es wird zu Eisenoxyd. Die rothe Farbe des letzteren tritt erst dann recht deutlich hervor, wenn man es mit dem Fingernagel auf einem Papiere breit reibt. Auf gleiche Weise bleibt Eisenoxyd zurück, wenn man Eisenvitriol erhitzt, um daraus Vitriolöl darzustellen; dieses kommt unter den Namen *Caput mortuum*, Todtenkopf, Englischroth oder Polirroth, als eine beliebte und wohlfeile Anstrichfarbe und als Polirmittel für Glas und Metall in den Handel.

Rotheisensteine. Das Eisenoxyd findet sich aber auch von der Natur fertig gebildet an vielen Orten der Erde, bald krystallisirt als Eisenglanz, bald derb als Glaskopf, oder strahlig als Blutstein, oder erdig als Eisenrahm. Oft kommt es auch mit Thon gemengt vor, und dann erhält es die Namen: rother Thoneisenstein, Röthel oder Bolus. Wo immer wir rothe Gesteine oder rothe Erdarten antreffen, da können wir auch annehmen, dass das Färbende darin Eisenoxyd sei. Viele der genannten Körper bilden mächtige Lager im Innern der Erde und werden als geschätzte Eisenerze (Rotheisensteine) zum Ausschmelzen von Eisen benutzt.

Eisenoxydhydrat oder Eisenrost (Fe_2O_3, 3 HO).

387. Eisen und Wasser. *Versuch* a. Man schütte etwas Eisenpulver in ein Trinkglas und giesse letzteres voll Brunnenwasser: das Eisen wird nach und nach seinen Glanz verlieren und eine schwarze Farbe annehmen; es verwandelt sich in Eisenoxyduloxyd. Man wiederhole diesen Versuch mit abgekochtem Wasser; in diesem wird das Eisen seine blanke metallische Beschaffenheit behalten. Der Grund dieses verschiedenen Verhaltens liegt in der Luft und der Kohlensäure, die in jedem Quellwasser vorhanden sind und das Eisen langsam oxydiren. Bei dem Kochen werden diese beiden Gasarten ausgetrieben, daher findet in dem abgekochten Wasser keine Oxydation statt.

Eisenrost. *Versuch* b. Giesst man das Wasser jetzt ab, so dass das Eisen auch mit der Luft in Berührung kommt, so tritt die bekannte Erscheinung des Rostens ein. Hierbei nimmt das Eisen so viel Sauerstoff auf, dass es zu Oxyd wird, ausserdem aber auch noch eine bestimmte Quantität von Wasser (3 Aeq.), welches als die Ursache der gelben Farbe des Rostes anzusehen ist. Der Rost ist also Eisenoxydhydrat. Erhält man das Eisen feucht und rührt es alle Tage einigemal um, so wird es nach einiger Zeit vollständig zu Rost zerfressen sein.

Brauneisensteine. Auch diese Verbindung kommt häufig natürlich vor und wird unter dem Namen Brauneisenstein als ein vorzügliches Eisenerz benutzt. Mit Thon gemengt erhält der Brauneisenstein die Benennungen: brauner Thoneisenstein, Gelbeisenstein, gelber Ocker, gelber Thon oder gelbe Erde. Auch der aus eisenhaltigen Wässern sich ablagernde Raseneisenstein (388) gehört hierher. Die gelbe oder braune Farbe, die wir an so vielen Steinen bemerken, wenn sie an der Luft liegen, die gelbe oder braune Farbe, die unsere Felder, unser Lehm und Sand besitzen, sie rührt immer von Eisenoxydhydrat her. Das Verwittern schwarzer Felsarten zu braunem Gerölle und endlich zu gelber Ackererde wird nun nichts Befremdendes mehr haben: das darin enthaltene schwarze Eisenoxydul oxydirt sich allmälig zu gelbem Eisenoxydhydrat.

Kohlensaures Eisenoxydul (FeO, CO_2).

388. Stahlwasser. *Versuch* a. Von dem erhaltenen Eisenoxyduloxyd schütte man ein wenig in ein Gläschen, fülle das letztere ganz voll mit künstlichem Selterswasser und lasse es wohl verstopft einen Tag stehen. Die weissen Flocken, welche sich auf dem Boden des Gefässes absetzen, sind kohlensaures Eisenoxydulhydrat, welches sich aus dem Eisenoxydul des Hammerschlags und der Kohlensäure des Selterswassers bildete. Das chemisch gebundene Wasser ertheilt hier dem schwarzen Eisenoxydul eine weisse Farbe. Die klare Flüssigkeit enthält auch etwas davon aufgelöst, wie der den Eisenlösungen eigenthümliche tintenartige Geschmack derselben anzeigt; sie ist zu Stahlwasser geworden. Wie hier, so bilden sich auch häufig in der Natur, da wo Quellwässer über eisenoxydulhaltige Gesteine hinwegfliessen, solche Stahlwässer oder Eisensäuerlinge, die vielfach als Heilmittel benutzt werden (Pyrmont, Driburg, Spaa u. a.).

Versuch b. Man giesse etwas von dem klaren eisenhaltigen Wasser in eine Tasse und lasse diese unbedeckt an der Luft stehen: die Oberfläche des Wassers wird sich bald mit einem zarten, weissen Häutchen bedecken, dessen Farbe sich allmälig in Gelb, dann in Orange, Roth und Violett umändert. Zuletzt nimmt dasselbe eine gelbbraune Farbe an und senkt sich als Eisenrost zu Boden. Zuerst entweicht die freie Kohlensäure des Wassers, wodurch dieses die Fähigkeit verliert, das kohlensaure Eisenoxydul aufgelöst zu erhalten. Dann zieht das Eisenoxydul Sauerstoff aus der Luft an und wird zu Eisenoxyduloxyd und endlich zu Eisenoxydhydrat und dabei entweicht auch die gebundene Kohlensäure, da das Eisenoxyd mit dieser keine bestimmte Verbindung eingeht. Ein sehr dünnes Häutchen von Eisenoxyduloxyd wirft das Licht gelb zurück, ein dichteres roth oder braun, ein noch dichteres violett und blau; hierin liegt der Grund des regenbogenartigen Farbenwechsels, den wir häufig auch im Freien auf sumpfigen Wässern recht schön beobachten können. Das unlöslich gewordene Eisenoxydhydrat bildet den lockern, braunen Schlamm, der sich aus solchen Wässern ablagert. Durch Anhäufung dieses Schlammes haben sich an

vielen Orten, in nassen Wiesen und sumpfigen Niederungen, mächtige Lager von Eisenoxydhydrat gebildet, die unter dem Namen Wiesen- oder Sumpferz oder Raseneisenstein zum Eisenschmelzen verwendet werden. Gewöhnlich enthalten diese Erze auch etwas Phosphorsäure.

Spatheisenstein. Auch das kohlensaure Eisenoxydul wird in manchen Ländern in der Form eines hellgrauen, dichten Gesteins in so grosser Menge angetroffen, dass man Eisen daraus gewinnt. Der berühmte steyrische und märkische Stahl wird vorzugsweise aus diesem Erze, das man Spatheisenstein oder Sphärosiderit nennt, dargestellt. Mit Thon gemengt kommt es besonders häufig in Begleitung der Steinkohlen vor, und ein solches Erz ist es, aus dem man das meiste englische Eisen ausschmilzt.

Eisensäure (FeO_3).

389. Ausser dem basischen Eisenoxydul und dem basischen Eisenoxyd bildet das Eisen mit dem Sauerstoff noch eine dritte Verbindung, welche noch einmal so viel Sauerstoff als das Oxyd enthält und saure Eigenschaften besitzt; sie heisst Eisensäure. Man kennt sie bis jetzt nur mit Basen verbunden; scheidet man sie aus einer dieser Verbindungen ab, so zerfällt sie sogleich in Sauerstoff und Eisenoxyd. Am bekanntesten ist das eisensaure Kali, welches man durch Glühen von Eisenoxyd mit Salpeter erhält; dasselbe giebt mit Wasser eine tief kirschrothe Lösung, die sehr leicht Sauerstoff an andere Körper abgiebt und dabei ihre Farbe verliert.

Gusseisen oder Roheisen.

390. Darstellung. Um aus den vorerwähnten Erzen metallisches Eisen zu gewinnen, muss man ihnen den Sauerstoff entziehen. Dies geschieht allgemein durch heftiges Glühen mit Kohle. In der Regel wendet man zum Verschmelzen ein Gemenge von mehreren Erzsorten an, weil die Erfahrung gelehrt hat, dass dann die Ausschmelzung leichter und vollständiger von Statten geht, als wenn man nur eine einzige Sorte von Eisensteinen anwendet. Auch pflegt man reichere und ärmere Erze

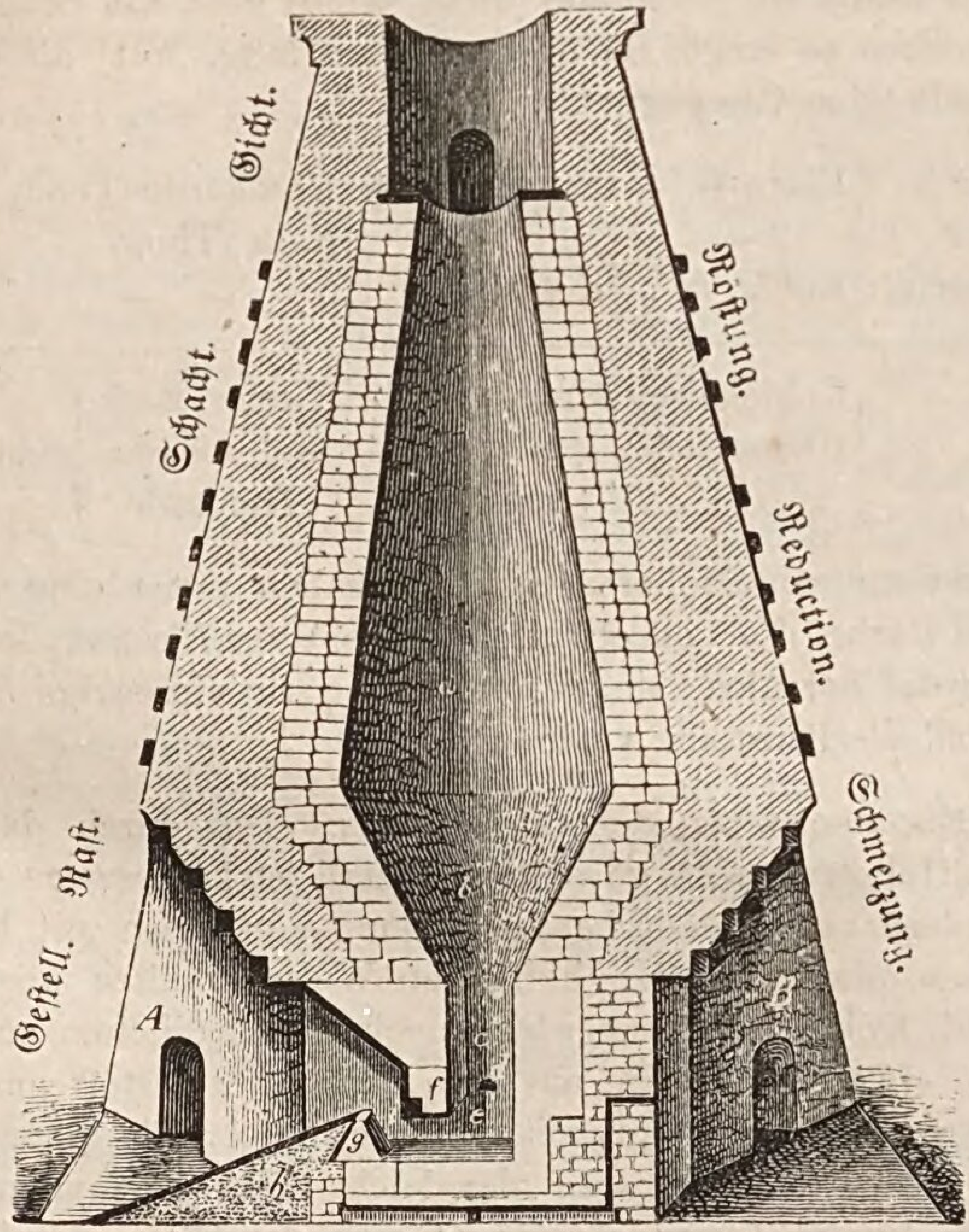
so mit einander zu vermischen, dass ein Gemenge von mittlerer Reichhaltigkeit entsteht (Gattiren der Erze). Erze, welche Kohlensäure, Wasser oder Schwefel enthalten, werden gewöhnlich zuvor in besonderen Oefen zum Glühen erhitzt, um diese flüchtigen Stoffe auszutreiben (Rösten der Erze). Ferner ist hierbei zu berücksichtigen, dass die Eisenerze, wie sie sich in der Natur vorfinden, nie rein sind, sondern immer fremdartige Beimengungen (Gangart), z. B. Kieselerde, Thon, Kalkerde, Mangan, Phosphor etc., enthalten. Insbesondere ist es die Kieselerde, die den hauptsächlichsten Begleiter der Eisensteine ausmacht. Diese schmilzt auch in dem heftigsten Ofenfeuer nicht, und doch muss sie zum Schmelzen gebracht werden, wenn das Eisen aus den Erzen ausfliessen und als eine zusammenhängende Masse erhalten werden soll. Man erreicht dies durch Zusatz einer Basis, mit der die Kieselsäure sich verbinden kann, gewöhnlich durch Kalk. Es entsteht ein Kalkglas, und wenn zugleich Lehm oder Thon zugegen ist, auch ein Thonglas, welche beide viel leichter schmelzen als diese Stoffe einzeln und als Schlacke abfliessen. Solche Körper, die als Flussmittel wirken, nennt der Hüttenmann Zuschläge, das Gemenge aber aus Erzen und Kalk (Lehm) die Beschickung. Diese wird nun in abwechselnden Schichten mit Holzkohlen oder Coaks in den Hohofen geworfen und in demselben der Schmelzhitze ausgesetzt.

391. Hohofen. Die Einrichtung der grossen Schachtöfen, in denen die Ausschmelzung des Eisens stattfindet, erhellt aus der nachstehenden Zeichnung (Fig. 142 a. f. S.).

Der Theil *a* des Ofens heisst der Schacht, der Theil *b* die Rast, der Theil *c* das Gestell und der Theil *e* der Heerd. Die obere Oeffnung des Ofens (die Gicht) dient gleichzeitig zum Einschütten der Erze und Kohlen wie zum Entweichen des Rauches, sie ist also Feuerthür und Schornstein zugleich. In dem höheren Theile des Schachtes kommt die Beschickung bis zum Glühen (Röstung); dabei entweicht zugleich die Kohlensäure des Kalksteins. Weiter unten entzieht die Kohle, sowie die glühenden kohlehaltigen Gase, den Eisenerzen ihren Sauerstoff (Reduction) und entweicht damit als Kohlenoxydgas etc., welches an der Gicht bei Luftzutritt vollends zu Kohlensäure verbrennt und die grosse Flamme (Gichtflamme) veranlasst, die aus der Oeffnung empor-

schlägt. In der unteren Gegend der Rast, da, wo das Gestell anfängt, ist die grösste Gluth, dort schmilzt das reducirte Eisen,

Fig. 142.



verbindet sich sofort mit Kohle und sickert bis auf den Heerd hinab, wo es sich ansammelt; ebenso schmelzen daselbst auch Kieselerde, Kalk und Thon zu Schlacke zusammen, die auf dem Eisen schwimmt und bei *i* abgezogen wird. Das geschmolzene Kohleneisen oder Roheisen lässt man von Zeit zu Zeit durch eine kleine Oeffnung, die man in die Seitenwand des Heerdes einbohrt, abfliessen und formt es in Barren (Gänze). Die zum Brennen der Kohlen oder der Coaks nöthige Luft wird, nachdem man sie vorher schon bis auf hundert oder noch mehr Grade erhitzt hat, bei *d* durch grosse Blasebälge oder andere Gebläsevorrichtungen in den Ofen getrieben, in dem die Hitze wohl auf

1200 bis 2000° C. steigen mag. In dem Maasse, als die in Gusseisen und Schlacke umgewandelte Beschickung unten entfernt wird, schüttet man oben wieder frische Portionen von Erz, Zuschlag und Kohle auf, und auf diese Weise geht das Schmelzen ununterbrochen so lange, oft 5 bis 6 Jahre lang, fort, als es der Ofen aushält (eine Campagne).

Eisenerze:	Eisen +	Sauerstoff +	Kieselerde (Thon)	
Zuschläge:	—	—	Kalk (Thon)	
Brennmaterial:	Kohle,	Kohle,	— —	
Producte:	Kohleneisen (Gusseisen).	Kohlenoxydgas u. Kohlensäure	Kiesels. Kalk und kiesels. Thonerde	Schlacken.

Die gewonnenen Hohofenschlacken haben meist eine grüne oder blaue Farbe, die von etwas mitaufgelöstem Eisenoxydul und Manganoxydul herrührt; sie werden häufig in viereckige Stücke geformt und als Bausteine verbraucht.

392. Eigenschaften des Gusseisens. Das durch den angegebenen Hohofenprocess gewonnene Metall ist keineswegs reines Eisen, sondern eine chemische Verbindung von Eisen mit Kohle. 1 Ctr. Eisen nimmt in der heftigsten Weissglühhitze ungefähr 4 bis 5 Pfd. Kohle auf; ausserdem noch etwas Silicium aus der Kieselerde, etwas Aluminium aus dem Thone, Stickstoff aus der Luft, auch wohl eine Kleinigkeit von Schwefel, Phosphor, Arsen etc., wenn die Eisenerze dergleichen Beimengungen enthielten. In diesem Zustande zeichnet sich das Eisen durch folgende Eigenschaften aus:

a) Das Gusseisen ist in der Weissglühhitze schmelzbar (Schmiedeeisen und reines Eisen nicht), daher vorzüglich geeignet für eiserne Gegenstände, die sich durch Guss darstellen lassen. Zum Umschmelzen desselben wendet man im Kleinen Graphittiegel, im Grossen aber Schachtöfen, sogenannte Cupolöfen, an.

b) Das Gusseisen ist spröde, nicht schmiedbar und nicht schweissbar (Schmiedeeisen und Stahl lassen sich biegen, schmieden und schweissen). Die Anwendung desselben muss sich daher auf solche Sachen beschränken, welche keine Biegungen oder starke Erschütterungen auszuhalten haben. In neuerer

Zeit hat man jedoch die Erfindung gemacht, dem Gusseisen durch mehrtägiges Glühen mit Hammerschlag oder Spatheisenstein einen gewissen Grad von Biegsamkeit, ja selbst von Schweissbarkeit zu ertheilen. Man hat diesem Eisen den Namen hämmerbares Gusseisen (*fonte malléable*) gegeben.

Graues und weisses Gusseisen. Im Handel kommen zwei Arten von Gusseisen vor, nämlich graues und weisses. Das graue hat ein fast schwarzes, körniges Gefüge und lässt sich durch Stahlinstrumente feilen, bohren und abdrehen; es erzeugt sich beim richtigen Verhältniss der Beschickung. Bei einem Uebermaasse von Kohle entsteht gares Roheisen von sehr dunkler Farbe, in dem ein Theil des Kohlenstoffs in der Form kleiner Graphitblättchen ausgeschieden ist. Das weisse Roheisen ist silberweiss, von blättrigem oder strahligem Gefüge (Spiegeleisen) und so hart, dass es von Stahlwerkzeugen nicht angegriffen wird; es erzeugt sich, wenn im Verhältniss zur Kohle zuviel Erz und zu reichliche Gebläseluft verwendet wird. Durch Umschmelzen und sehr langsames Abkühlen kann man das weisse Roheisen zu grauem, durch sehr heftiges Erhitzen und schnelles Abkühlen umgekehrt das graue zu weissem machen. Das graue Roheisen eignet sich am besten für die Giessereien, das weisse dagegen zur Bereitung von Schmiedeeisen und Stahl.

Schmiedeeisen oder Stabeisen.

393. Eigenschaften. Nimmt man den Kohlenstoff von dem Gusseisen weg, so wird es zu Schmiedeeisen und erlangt dadurch folgende höchst wichtige Eigenschaften:

a) Das Stabeisen ist sehr dehnbar und zähe, so dass es zu Blech ausgehämmert oder gewalzt und zum feinsten Drahte ausgezogen werden kann (Gusseisen nicht).

b) Es wird in der Glühhitze, bevor es schmilzt, erst weich, ähnlich wie Wachs oder Glas, so dass man zwei glühende Stücke davon zu einem einzigen zusammenhämmern kann. Auf dieser Eigenschaft beruht die Schweissbarkeit des Eisens, die wir unter den bekannten Metallen nur noch beim Platin antreffen. Alle anderen Metalle werden plötzlich flüssig, ohne zuvor zu erweichen, ähnlich wie das Eis, wenn es zergeht.

c) Es ist weich genug, um sich mit Stahlinstrumenten bearbeiten zu lassen, und wird auch nicht härter, wenn man es glühend durch Eintauchen in Wasser ablöscht (Stahl wird dadurch spröde).

d) Das Schmiedeeisen unterscheidet sich ferner von dem Gusseisen noch dadurch, dass es ein sehniges oder faseriges Gefüge besitzt, gleichsam als ob es aus lauter mit einander verwachsenen einzelnen Fäden bestände, während das Gusseisen das Ansehen hat, als wäre es eine aus einzelnen Eisenkörnchen zusammengebackene Masse. Höchst auffallend aber ist es, dass das sehnige Schmiedeeisen durch lange anhaltende Stösse oder Schläge, z. B. bei den Wagenachsen, nach und nach körnig und damit brüchig wird; denn wir sehen daraus: dass auch in festen Körpern die Molecüle derselben ihre Stellung gegen einander ändern können, was man früher nur bei flüssigen Körpern für möglich hielt. Durch Ausglühen und Umschmieden erlangt solches Eisen seine frühere Haltbarkeit und Biegsamkeit wie seine faserige Structur wieder.

Ganz frei von Kohlenstoff ist das Schmiedeeisen auch noch nicht, aber es enthält davon im Centner nur noch $\frac{1}{4}$ bis $\frac{1}{2}$ Pfd. Vollkommen kohlenstofffreies Eisen ist noch weicher und zäher als Stabeisen. Kleine Mengen von Phosphor machen das Stabeisen kaltbrüchig, kleine Mengen von Schwefel dagegen rothbrüchig; ersteres zerbricht leicht beim kalten Hämmern, letzteres beim Hämmern in der Glühhitze.

394. Darstellung des Schmiedeeisens. Die Methode, welche man anwendet, um die Kohle aus dem Gusseisen wegzuschaffen und dieses in Schmiedeeisen umzuwandeln, ist sehr einfach: man verbrennt sie nämlich, indem man das Eisen bis zum Schmelzen erhitzt und unter stetem Umrühren Luft darauf strömen lässt, deren Sauerstoff die Kohle zu Kohlenoxydgas oxydirt. Man nennt diese Operation Eisenfrischen und führt sie entweder auf Heerden oder in Flammöfen aus.

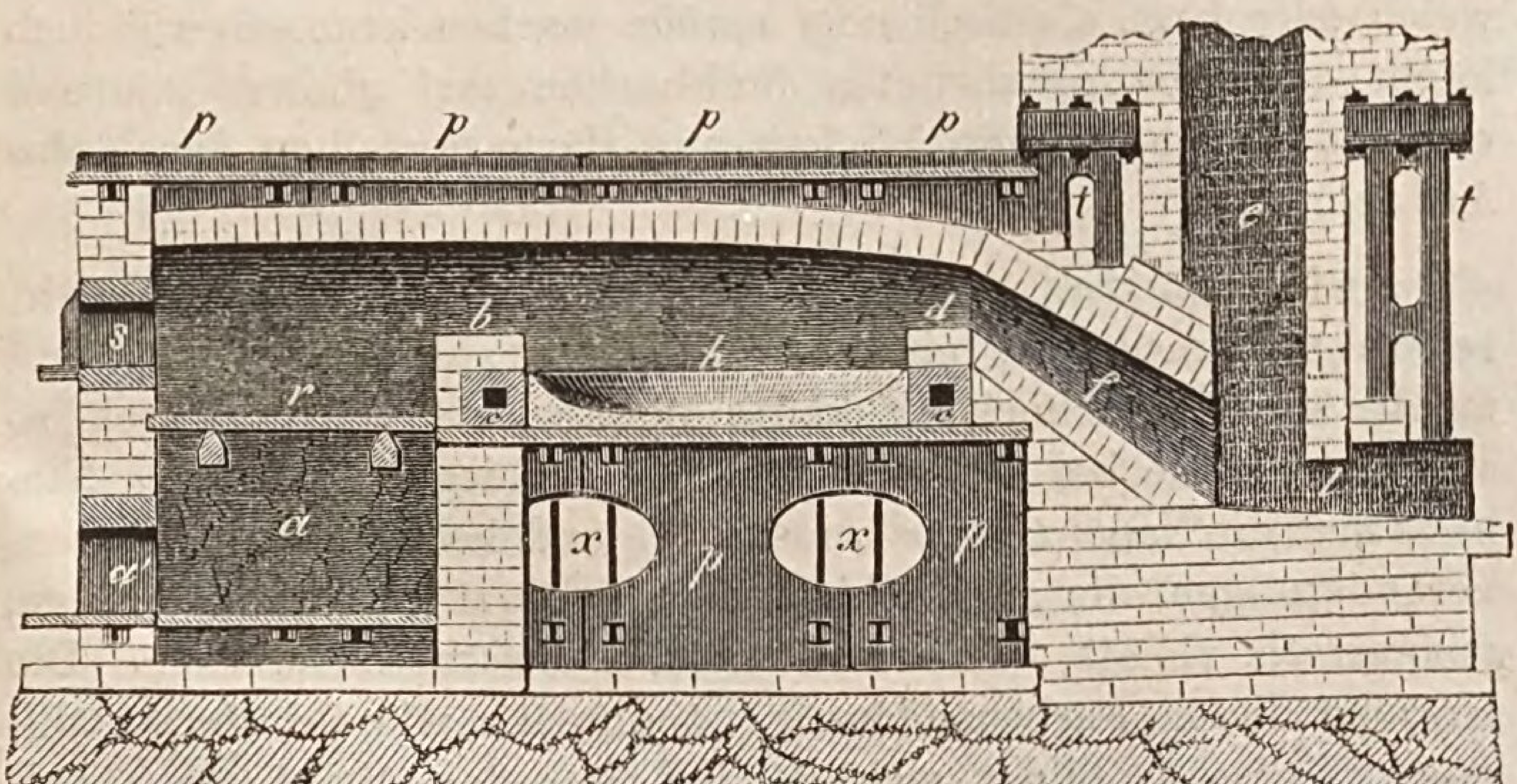
Heerdfrischen. Dieses wird mit Holzkohlen ausgeführt, zwischen denen man das Roheisen auf einem Heerde mit Hülfe eines Gebläses einschmilzt. Die Gebläseluft dient nicht nur zur Hervorbringung der Schmelzhitze, sondern auch zur Verbrennung des Kohlenstoffs im Roheisen. Dabei wird aber auch ein bedeu-

tender Theil des Eisens ($^1/_4$) zu Hammerschlag oxydirt, welcher mit dem Sande, der immer an den Gusseisenstücken hängt oder auch absichtlich auf den Heerd gestreut wird, zu einer schweren schwarzen Schlacke von kieselsaurem Eisenoxyduloxyd (Frischschlacke) zusammenschmilzt; ebenso erfahren auch die anderen Beimengungen des Gusseisens, Kiesel, Phosphor etc., eine Oxydation. Die Eisenmasse wird nach und nach zäher, da das Eisen um so schwerer schmilzt, je weniger es Kohlenstoff enthält, und kommt zuletzt in Gestalt eines lose zusammenhängenden Klumpens (Luppe) unter einen schweren Hammer, der die noch darin vorhandenen Schlackentheile ausquetscht, die Eisenpartikel aber zu einer compacten Masse zusammenschlägt. Aus der letzteren pflegt man nachher gewöhnlich viereckige Stäbe oder Schienen zu hämmern oder zu walzen. Das nachstehende Schema wird den Vorgang noch deutlicher machen.

Gusseisen:	Eisen ($^3/_4$),	Eisen ($^1/_4$),	Kohlenstoff,
Luft:	—	Sauerstoff,	Sauerstoff,
Sand:	—	Kieselsäure,	
Producte:	Schmiedeeisen,	Frischschlacke,	Kohlenoxydgas.

Puddlingsfrischen. Zum Frischen oder Entkohlen von grösseren Eisenmengen wendet man Flammenöfen an, ähnlich

Fig. 143.



wie bei der Sodabereitung. Da bei diesen das Brennmaterial nicht mit dem Eisen selbst in Berührung kommt, so kann man wohlfeilere Brennstoffe, als Holzkohle, z. B. Steinkohlen oder Torf, anwenden, deren Asche nach dem gewöhnlichen Frischverfahren auf dem Heerde, wobei das Eisen unmittelbar in die Kohlen gelegt wird, das Eisen verderben würde. Diese Oefen haben den Namen Puddlingsöfen erhalten, weil das Eisen immer umgerührt (gepuddelt) werden muss.

Stahl.

395. Eigenschaften. Der Stahl steht in der Mitte zwischen dem Guss- und Stabeisen, sowohl in Bezug auf seinen Gehalt an Kohlenstoff als auf seine Eigenschaften.

a. Glühend abgelöscht, wird er äusserst hart und spröde (wie Gusseisen); etwas langsamer abgekühlt, elastisch; bei ganz langsamer Abkühlung endlich bleibt er weich, dehnbar und schweissbar (wie Stabeisen).

b. Er schmilzt schwerer als Gusseisen und leichter als Stabeisen.

c. Er enthält im Centner von 1 bis 1,5 Pfd. Kohlenstoff in chemischer Verbindung.

Durch diese Eigenschaften wird der Stahl zu einem so überaus wichtigen Material für Tausende von Gegenständen, insbesondere für schneidende Instrumente, da man ihn nach Belieben weich oder hart, elastisch oder spröde machen kann. Gewöhnlich löscht man die gearbeiteten Stahlsachen erst glühend ab und vermindert dann die Sprödigkeit und Härte derselben durch das Anlassen.

Anlassen des Stahls. *Versuch.* Man halte eine stählerne Stricknadel in eine Spiritusflamme, bis sie glüht, und tauche sie dann schnell in kaltes Wasser: sie wird dadurch so spröde, dass sie bei dem Versuche, sie zu biegen, zerbricht. Nun halte man die Nadel abermals ins Feuer und beobachte die Farbenveränderungen, die sie erleidet: sie wird erst gelb, dann orange, purpurroth, violett, blau und endlich schwarzgrau werden. Die Ursache dieser Farbenänderung ist dieselbe wie bei dem Stahlwasser (388); es bildet sich nämlich auf dem Stahl ein Oxyd-

häutchen, das im Anfange ganz dünn ist und gelb aussieht, nach und nach aber in dem Maasse dicker und damit dunkelfarbiger wird, als die Erhitzung fortschreitet. Das Endresultat, der schwarzgraue Ueberzug, ist Hammerschlag. Bei dem Stehen des Eisenwassers an der Luft ging die Oxydation noch einen Schritt weiter; dort war das Endproduct ein brauner Körper, Eisenoxydhydrat. Jedem dieser Farbentöne entspricht ein bestimmter Grad von Härte und Elasticität des Stahls, so zwar, dass die Nadel bei der gelben Färbung am härtesten und sprödesten, bei der blauen aber am weichsten und elastischsten ist. Durch das Anlassen geben die Stahlarbeiter ihren Fabrikaten die verschiedenen Abstufungen von Härte und Elasticität; sehr spröde und hart sind Feilen und Rasirmesser, sehr weich und elastisch Sägeblätter, Uhrfedern etc.

396. Darstellung des Stahls. Der Stahl kann auf dreierlei Weise dargestellt werden:

1) durch Frischen von weissem Gusseisen auf Heerden oder in Puddlingsöfen bis zu dem Punkte, wo etwa zwei Drittheile von dem Kohlenstoff desselben verbrannt sind (Roh- oder Frischstahl);

2) durch Einblasen von Luft in geschmolzenes Roheisen, welches sich in einem birnförmigen Gefässe befindet, bis durch deren Sauerstoff die erforderliche Entkohlung des letzteren eingetreten (Bessemerstahl);

3) durch mehrtägiges Glühen (Cementiren) von Stabeisen mit Kohlenpulver in verschlossenen Kästen, wobei der Kohlenstoff nach und nach in das Eisen dringt und dasselbe in Stahl umwandelt (Cementstahl).

Die so gewonnenen Arten von Rohstahl müssen entweder durch vielmaliges Zusammenkneten in glühendem Zustande (Gerben, Gerbstahl) oder durch Umschmelzen (Gussstahl) gleichförmig gemacht werden. Durch Aetzen mit Säuren kann man auf der polirten Oberfläche desselben dunkle und helle Streifen und Figuren hervorbringen (Damasciren des Stahls).

Dass auch Stahl entstehen müsse, wenn gleiche Theile Stab- und Gusseisen aufs Innigste mit einander vereinigt werden, lässt sich schon aus den Bestandtheilen dieser beiden Körper folgern.

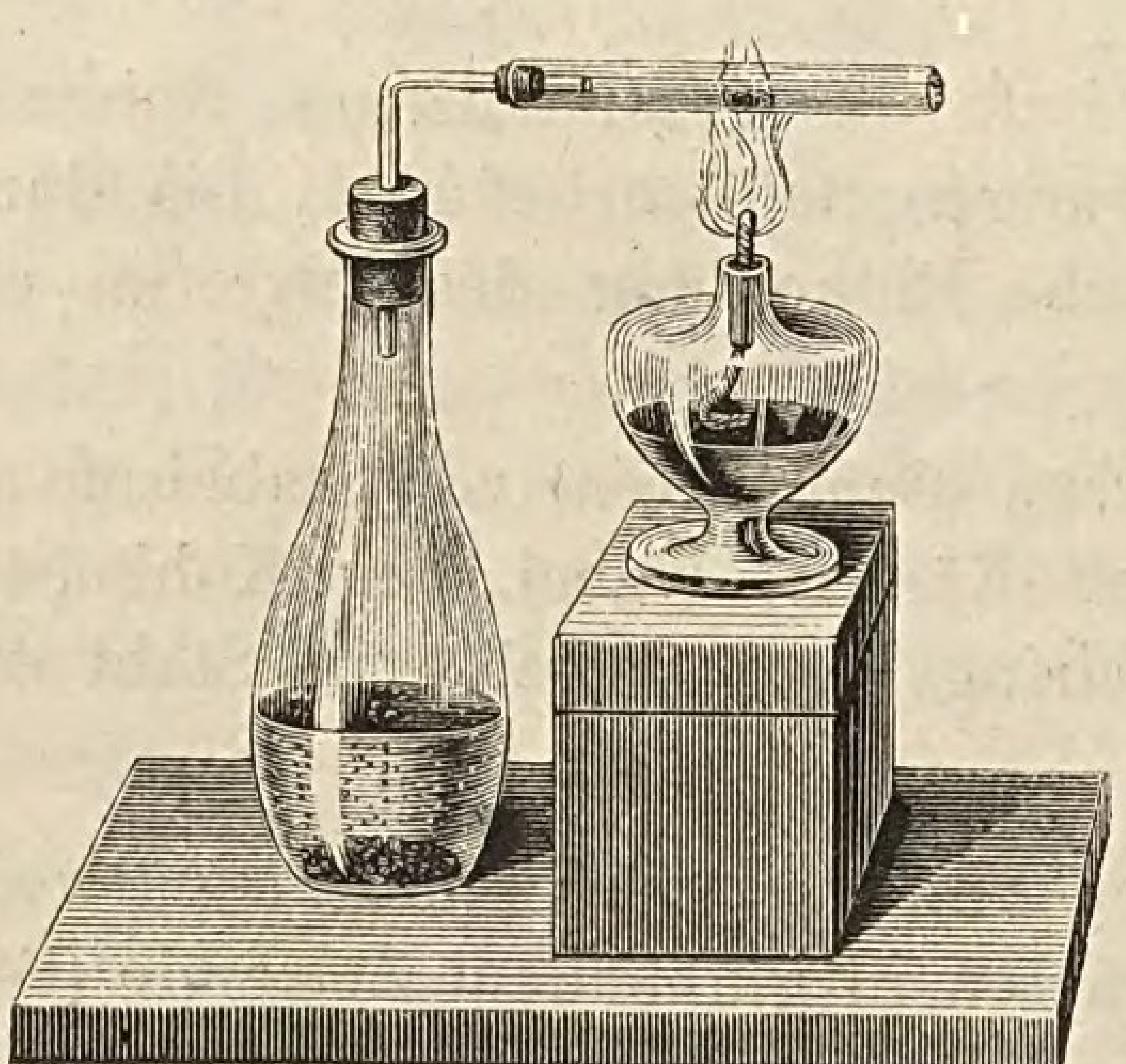
Man kann auf diese Weise schmiedeeiserne Gegenstände, z. B. Ackergeräthe, Ketten etc. leicht oberflächlich verstählen, wenn man sie glühend einige Zeit in geschmolzenes Gusseisen taucht. Auf eine noch einfachere Weise lässt sich dieser Zweck durch Aufstreuen von Kaliumeisencyanür (Blutlaugensalz) erreichen.

Eisen und Magnetismus. Eisen, Nickel und Kobalt sind die einzigen Metalle, welche von dem Magnete angezogen werden. In dem Stabeisen verschwindet der Magnetismus sogleich wieder, wenn es von dem Magnete abgenommen ist; der Stahl dagegen hält die magnetische Kraft fest und verliert sie erst durchs Glühen (Stahlmagnete). Das Eisenoxyduloxyd wird seines Oxydulgehalts wegen vom Magnete gleichfalls angezogen, nicht aber das Oxyd.

Feinzertheiltes Eisen.

397. **Reduction durch Wasserstoff.** *Versuch.* Man schütte etwas Eisenoxyd in ein Probirgläschen, dessen Boden durchbrochen ist, erhitze es durch eine darunter gestellte Weingeistlampe und leite zugleich Wasserstoffgas, welches aus Zink und verdünnter Schwefelsäure entwickelt wird, darüber hinweg: der Wasserstoff bewirkt schon in schwacher Hitze, was die Kohle erst in starker Hitze bewirkt, er entzieht dem Eisenoxyd seinen Sauerstoff und entweicht als Wasserdampf, während das Eisen in höchst fein zertheiltem Zustande, in dem es ein schwarzes, glanzloses Pulver darstellt, zurückbleibt.

Fig. 144.



Schüttet man dieses aus einer gewissen Höhe in ein Porcellanschälchen, so bildet es einen Feuerregen, es zieht in Folge seiner grossen Porosität mit solcher Begierde Sauerstoff aus der Luft an, dass es ins Glühen geräth und wieder zu Oxyd verglimmt.

Man nennt solche selbstentzündliche Körper Pyrophore (Feuerträger). Das in höherer Temperatur durch Wasserstoff reducirte Eisen ist nicht pyrophorisch und wird als Arzneimittel benutzt. Diese Reductionsmethode wird in der Chemie häufig benutzt, um Metalle im Kleinen darzustellen.

Eisen und Schwefel.

398. Das Eisen giebt mit dem Schwefel mehrere Verbindungen, von denen die folgenden zwei die bemerkenswerthesten sind:

Einfach-Schwefeleisen oder Eisensulfuret (FeS). *Versuch.* Man erhitze in einem trocknen Probirgläschen ein Gemenge von 2 Grm. Schwefel und 3 Grm. Eisenpulver, bis ein Erglühen eintritt, welches sich schnell über die ganze Masse verbreitet und ein Zusammenschmelzen derselben veranlasst. Nach dem Zerschlagen des Gläschens zeigt sich dessen Inhalt als graulichbronzefarbenes, krystallinisches, hartes Schwefeleisen. Es ist dieselbe Verbindung, welche bei Versuch 144 auf kaltem Wege als ein schwarzes Pulver gewonnen wurde, und wird, wie diese, zur Entwickelung von Schwefelwasserstoffgas benutzt (146). Auf nassem Wege erhält man sie als einen grünlich-schwarzen Niederschlag, wenn man die Lösung eines Eisenoxydulsalzes mit Schwefelammonium versetzt. Schwefelwasserstoffwasser bewirkt in Oxydulsalzen keine Aenderung, in Oxydsalzen eine weissliche Trübung von ausgeschiedenem Schwefel, während das Eisenoxyd zu Oxydul reducirt wird.

Bei längerem Liegen an feuchter Luft ziehen beide Bestandtheile des Schwefeleisens Sauerstoff an und verwandeln sich in schwefelsaures Eisenoxydul oder Eisenvitriol. Aus FeS und 4 O werden FeO, SO_3 gebildet.

Doppel-Schwefeleisen oder Eisenbisulfuret (FeS_2). Schwefeleisen mit noch einmal so viel Schwefel als im einfachen, kommt in der Natur in sehr vielen Steinen, unter anderen auch häufig in den Steinkohlen eingesprengt vor und heisst Schwefelkies oder Zweifach-Schwefeleisen. Es hat ganz das Ansehen von Messing und bildet meist würfelförmige Krystalle. Erhitzt

man es in einer Retorte, so destillirt $1/_3$ seines Schwefels über und eine Verbindung von Einfach-Schwefeleisen mit Anderthalb-Schwefeleisen (Fe_2S_3) bleibt zurück; man kann also Schwefel daraus gewinnen. Aus dem Rückstande bereitet man in den Vitriolwerken Eisenvitriol, indem man ihn in Haufen aufschichtet und mehrere Monate lang an der Luft liegen lässt. Der gebildete Eisenvitriol wird durch Ausziehen der verwitterten Masse mit Wasser und durch Einkochen der erhaltenen Lösung gewonnen. Eine Verbindung von Einfach- und Anderthalb-Schwefeleisen kommt auch natürlich vor und führt den Namen Magnetkies.

Eisen und Säuren.

399. Es ist schon bei 215 die Rede davon gewesen, dass manche Metalle sich nur in verdünnten Säuren auflösen, andere nur in concentrirten, und dass die ersteren den zu ihrer Oxydation erforderlichen Sauerstoff vom Wasser, die letzteren aber von der Säure entnehmen. Das Eisen gehört, nebst dem Mangan, Zink, Kobalt und Nickel in die erstgenannte Classe der Metalle, die man wasserzersetzende oder elektropositive nennt. Aus dem Umstande schon, dass sie bei Gegenwart einer Säure im Stande sind, dem Wasser seinen Sauerstoff zu entziehen, lässt sich abnehmen, dass sie kräftigere chemische Körper sind als die Metalle, welche dies nicht können. Diese Voraussetzung bestätigt sich auch in der That in allen Fällen, die genannten fünf Metalle zeigen zu Sauerstoff, Schwefel, Chlor etc. und ihre Oxyde zu den Säuren eine viel grössere Affinität als die übrigen Metalle und deren Oxyde. Es mag hierbei noch einmal daran erinnert werden, dass in einer Metallauflösung nie mehr ein Metall, sondern immer ein Metallsalz enthalten ist (188).

Das Eisen giebt drei Reihen von Salzen, die Oxyde deselben geben mit Säuren Oxydul- und Oxydsalze, die Eisensäure bildet mit Basen die eisensauren Salze. Die Oxydulsalze sind wasserhaltig bläulich-grün, wasserfrei weiss, meist in Wasser löslich und von süsslich-tintenartigem Geschmack. An feuchten Orten oder in Lösung ziehen sie mit grosser Begierde Sauerstoff an und färben sich hierdurch gelb unter Abscheidung eines gel-

ben basischen Salzes. Die Oxydsalze sind wasserhaltig, braungelb oder braunroth und die löslichen haben einen sehr herben, zusammenziehenden Geschmack.

Schwefelsaures Eisenoxydul oder Eisenvitriol ($FeO, SO_3 + 7 HO$).

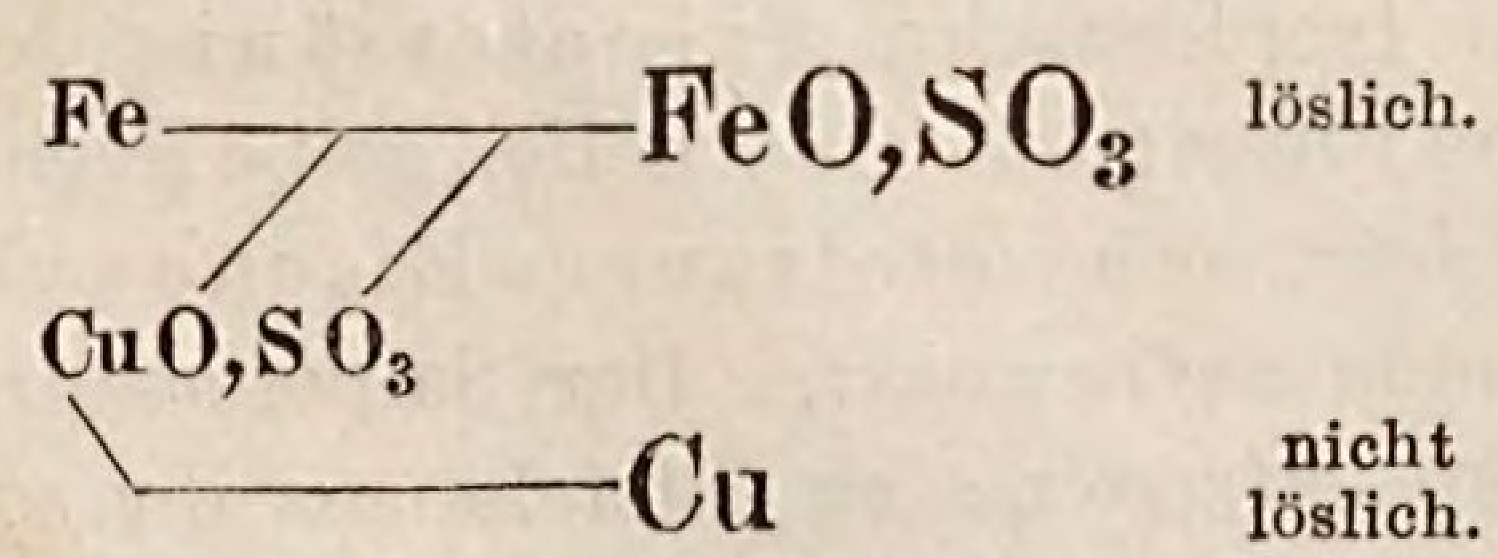
400. Dieses Salz ist das bekannteste Eisensalz, welches, wie im Vorhergehenden gezeigt worden, bereitet werden kann:

a) durch Auflösen von Eisen in verdünnter Schwefelsäure (87. 96. 215);

b) durch Zerlegung des Schwefeleisens mit verdünnter Schwefelsäure (146);

c) durch Verwitterung des Schwefeleisens an feuchter Luft (398). Auf letzterem Wege wird es vielfach in den sogenannten Vitriolsiedereien im Grossen dargestellt. Dasselbe bildet mit 45 Proc. Krystallwasser schiefe rhombische Säulen von blaugrüner Farbe, die im Handel die Namen Eisenvitriol, grüner Vitriol oder Kupferwasser führen und in der Färberei, insbesondere zum Schwarzfärben, zur Bereitung von schwarzer Tinte u. a. viel gebraucht werden. Wie der Eisenvitriol sich in der Hitze verhält, ist bei der Bereitung der rauchenden Schwefelsäure (207) angegeben worden.

Kupferwasser. *Versuch.* Man löse 4 Grm. Kupfervitriol in 20 Grm. Wasser und lege in die Lösung ein Stück blankgeputztes Eisenblech, das man vorher gewogen hat: die blaue Farbe wird allmälig in eine grünliche übergehen, während das Eisen sich mit einem rothen Ueberzuge von Kupfer bedeckt. Das stärkere Eisen entzieht dem Kupfer den Sauerstoff und die Schwefelsäure und verbindet sich selbst mit beiden. Man erhält etwa 1 Grm. Kupfermetall, wofür sich nahezu 0,9 Grm. Eisen aufgelöst haben. An die Stelle von



1 Aeq. Kupfer (31,7) ist 1 Aeq. Eisen (28) getreten. Der hier stattfindende Vorgang wird eine Metallreduction auf nassem Wege genannt. In der über dem Kupfer stehenden Flüssigkeit

ist kein Kupfer mehr aufgelöst, sondern nur Eisenvitriol, den man durch Abdampfen zum Krystallisiren bringen kann. Der unpassende Name Kupferwasser für letzteren erklärt sich hieraus von selbst.

Eisenvitriol an der Luft. *Versuch.* Man lasse eine Lösung von Eisenvitriol längere Zeit an der Luft stehen: sie wird nach und nach eine gelbliche Farbe annehmen und einen braungelben Körper, basisch-schwefelsaures Eisenoxyd, fallen lassen. Alle übrigen Eisenoxydulsalze thun dasselbe, sie ziehen nämlich Sauerstoff aus der Luft an und werden allmälig zu Eisenoxydsalzen. Die vorhandene Säure reicht aber nicht hin, um alles Oxyd aufzulösen, da das Eisenoxyd eine grössere Sättigungscapacität hat, d. h. mehr Säure zu seiner Auflösung braucht als das Eisenoxydul; daher fällt ein Theil des entstandenen Oxyds in Verbindung mit schwefelsaurem Eisenoxyd zu Boden. — Aus demselben Grunde scheidet sich aus den Oxydulsalzen der übrigen Metalle immer Oxyd aus, wenn sie in Oxydsalze umgewandelt werden. Will man in solchen Fällen eine klare Lösung haben, so muss man noch so viel Säure hinzusetzen, als nöthig ist, um das ausgeschiedene basische Salz zu neutralem zu machen.

Schwefelsaures Eisenoxyd ($Fe_2O_3, 3SO_3$).

401. *Versuch.* Schneller und vollständiger als beim letzten Versuche wird das schwefelsaure Eisenoxydul in schwefelsaures Eisenoxyd durch den Sauerstoff der Salpetersäure umgewandelt. Man erhitze in einem Porcellanschälchen 10 Grm. Eisenvitriol, 30 Grm. Wasser und 2 Grm. Schwefelsäure und setze zu der kochenden Lösung so lange tropfenweise Salpetersäure zu, bis die entstandene tintenartige Flüssigkeit eine helle, gelbe Farbe angenommen hat; sie enthält jetzt schwefelsaures Eisenoxyd ($Fe_2O_3, 3SO_3$) aufgelöst, das man aufbewahrt. Der Salpetersäure werden dabei 3 Aeq. Sauerstoff entzogen; es entsteht aus ihr sonach Stickstoffoxyd, welches die Eigenschaft hat, sich in einer Eisenvitriollösung mit schwarzer Farbe aufzulösen. Beim Kochen entweicht das Stickstoffoxyd und wird an der Luft zu salpetriger Säure, wie man an den gelben Dämpfen bemerkt, die während

der Oxydation aus dem Gefässe emporsteigen und nicht eingeathmet werden dürfen.

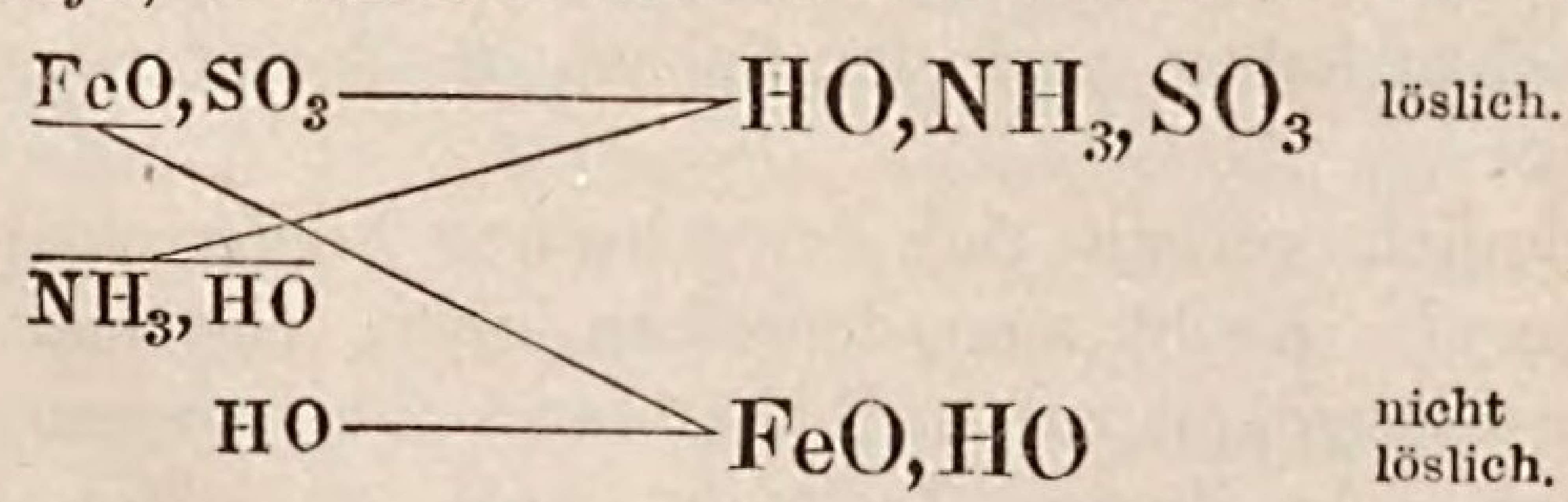
Mischt man eine verdünnte Lösung dieses Salzes mit gebrannter Magnesia zusammen, so erhält man eine braune, trübe Flüssigkeit, in welcher schwefelsaure Magnesia gelöst und Eisenoxydhydrat suspendirt ist. Dieses Gemisch stellt ein kräftiges Gegenmittel bei Arsenikvergiftungen dar (*Antidotum Arsenici*), da das frisch ausgeschiedene Eisenoxydhydrat mit der arsenigen Säure im Magen zu einer unlöslichen Verbindung zusammentritt.

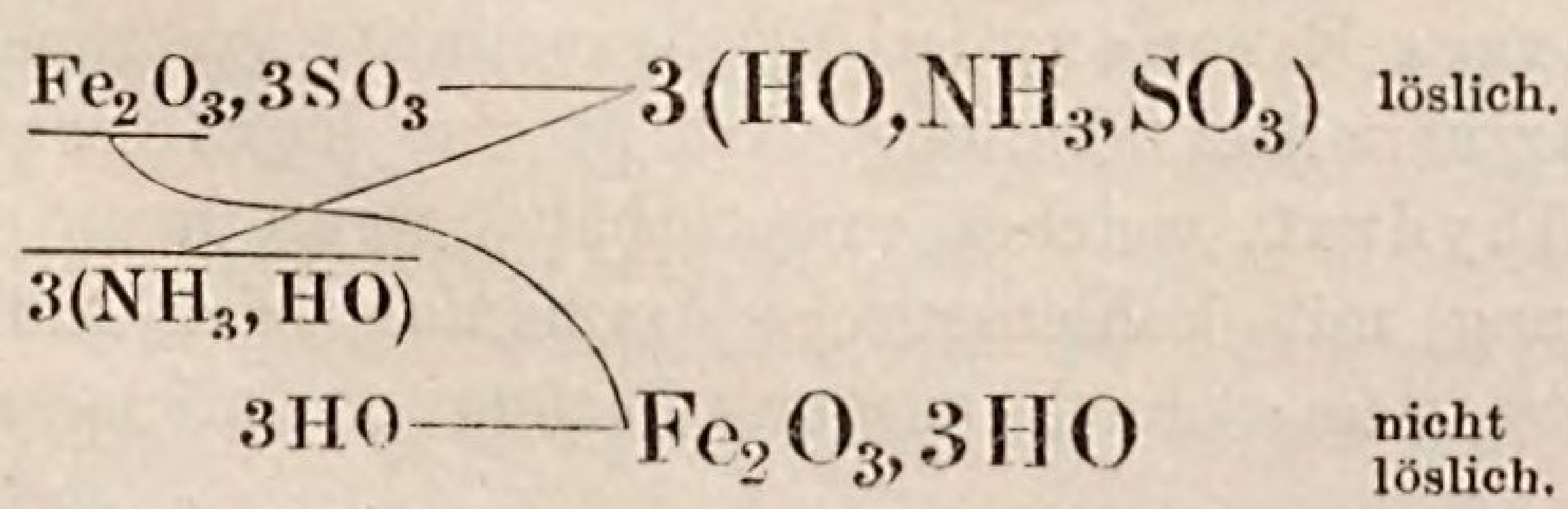
Hydrate der Eisenoxyde.

402. *Versuch.* Man bereite sich 1) eine verdünnte Lösung von Eisenvitriol, 2) eine Mischung aus schwefelsaurer Oxydlösung und Wasser (siehe den vorigen Versuch), und 3) eine Mischung von 1 und 2, und giesse dann zu jeder der drei Flüssigkeiten so lange Salmiakgeist, bis sie deutlich nach Ammoniak riechen: es entsteht in der

1.	2.	3.
Eisenoxydul-lösung ein weissgrünlicher Niederschlag von Eisenoxydul-hydrat;	Eisenoxyd-lösung ein braungelber Niederschlag von Eisenoxyd-hydrat;	Eisenoxydul-oxydlösung ein schwarzer Niederschlag von Eisenoxydul-oxydhydrat.

Das Ammoniak ist eine stärkere Basis als das Eisenoxydul oder Eisenoxyd, es entzieht deshalb den letzteren ihre Schwefel-





säure und die Oxyde müssen niederfallen, da sie, wie fast alle Metalloxyde, in Wasser unlöslich sind. Treffen die Metalloxyde in dem Augenblicke, wo sie aus einer Verbindung ausgeschieden werden, mit Wasser zusammen, so verbinden sie sich gern mit demselben zu Hydraten. Hierin liegt der Grund, warum die auf nassem Wege dargestellten Metalloxyde oft eine ganz andere Farbe haben als die auf trocknem Wege (durch Glühen) gewonnenen. Erhitzt man die Hydrate, so geht das Wasser fort und die Oxyde erscheinen nun in ihrer eigenthümlichen Farbe. Recht deutlich kann man diese Farbenumwandlung an den bekannten Mauerziegeln sehen; ungebrannt, als sogenannte Lehmziegel, haben diese eine gelbe Farbe, die von Eisenoxydhydrat herrührt; gebrannt sind sie roth, weil in der Hitze das Hydratwasser ausgetrieben wird und dadurch Eisenoxyd entsteht, welches eine rothe Farbe besitzt. In der Färberei erzeugt man durch Eisenoxydhydrat, das sich mit der Faser der Leinwand und des Kattuns fest verbindet, gelbe und braune Farben, die, wie die Eisen- und Tintenflecke, durch Oxalsäure wieder gelöst und entfernt werden können (262).

Affinität zum Sauerstoff. Filtrirt man die oben erhaltenen Niederschläge ab, so bemerkt man bei dem ersten, dem Eisenoxydulhydrat, bald eine auffallende Veränderung, er wird nämlich dunkelgrün, dann schwarz (Eisenoxyduloxydhydrat), endlich braun (Eisenoxydhydrat), indem er Sauerstoff absorbirt. Es ist, wie schon erwähnt, eine der wichtigsten Eigenschaften des Eisenoxyduls, dass es sich mit grosser Begierde noch mit mehr Sauerstoff verbindet, eine Eigenschaft, die es, wie wir gesehen haben, auch den Salzen, in denen es enthalten ist, mittheilt.

Aehnlich verhält sich der schwarze Niederschlag von Eisenoxyduloxyd. Kocht man denselben aber, ehe man ihn filtrirt, mit der Flüssigkeit auf, so behält er seine schwarze Farbe beim Trocknen. In diesem Zustande wird er unter dem Namen schwarzes Eisenoxydul als Arzneimittel gebraucht. Ein anderes Arzneimittel ähnlicher Art ist das kohlensaure Eisenoxydulhydrat, welches man erhält, wenn man eine Eisenvitriollösung mit kohlensaurem Ammoniak oder Natron zerlegt. Man setzt dem schnell ausgewaschenen, grünlichgrauen Nieder-

schlage vor dem Trocknen etwas Zucker zu und vermindert dadurch die Neigung desselben, Sauerstoff anzuziehen.

Eisen und Salpetersäure.

403. Von sehr verdünnter, kalter Salpetersäure wird das Eisen zu grünlichem salpetersauren Eisenoxydul (FeO, NO_5) aufgelöst; auch bildet sich hierbei zugleich salpetersaures Ammon, wozu das Wasser den Wasserstoff liefert. Wirft man in stärkere Salpetersäure so lange Eisenfeilspäne, als sie aufgelöst werden, so entsteht durch den Sauerstoff der Salpetersäure eine braune Lösung von salpetersaurem Eisenoxyd ($Fe_2O_3, 3\,NO_5$), welche unter dem Namen „Eisenbeize" in der Färberei benutzt wird.

Tröpfelt man einen Tropfen Scheidewasser auf Gusseisen, Stahl und Stabeisen, so entstehen schwarze Flecken, weil das Eisen, nicht aber der Kohlenstoff, sich auflöst; beim Gusseisen ist der Fleck am dunkelsten, beim Stabeisen am hellsten. Um ungefähr zu ermitteln, wie viel eine Eisensorte Kohlenstoff enthalte, braucht man daher nur eine gewogene Menge davon in stark verdünnter Salpetersäure zu lösen und die zurückbleibende Kohle zu wägen.

Eisen und Phosphorsäure.

404. Phosphorsaures Eisenoxydul ($3\,FeO, PO_5$) erhält man als weissen Niederschlag, wenn man eine Lösung von Eisenvitriol mit einer Lösung des gewöhnlichen, dreibasischen phosphorsauren Natrons vermischt. Es tauschen sich dann die 2 Aeq. Natron und das Aequivalent basischen Wassers gegen 3 Aeq. Eisenoxydul aus. Während des Abfiltrirens, Auswaschens und Trocknens färbt sich der weisse Niederschlag blau, indem er Sauerstoff anzieht und zu phosphorsaurem Eisenoxyduloxyd wird. Letzteres bildet sich auch in der Natur, namentlich in Sümpfen und Torflagern; man nennt es dann Blaueisenerde, wenn es pulverig und erdig ist, und Vivianit, wenn es in der Form durchsichtiger blauer Krystalle vorkommt. Das phosphorsaure Eisenoxyd ist gleichfalls weiss, wird aber leicht gelb oder braun; in dieser Verbindung kommt die für das Pflanzenwachsthum wichtige Phosphorsäure in den meisten Bodenarten und in vielen Pflanzenaschen vor.

Gerbsaures Eisenoxyd.

405. *Versuch.* Uebergiesst man einen zerklopften Gallapfel mit Weingeist, so erhält der letztere nach einigen Tagen eine braungelbe Farbe und einen sehr zusammenziehenden Geschmack. In der Flüssigkeit — man nennt sie Galläpfeltinctur — sind, ausser mehreren anderen Stoffen, zwei organische Säuren, Gerbsäure oder Gerbstoff und Gallussäure, aufgelöst. Von dieser Tinctur giesse man etwas zu einer Lösung von Eisenvitriol, wie gleichfalls zu einer Mischung aus Wasser und schwefelsaurem Eisenoxyd: in der ersteren wird sich ein hellfarbiger Niederschlag bilden, der bald eine violette, endlich eine schwarze Farbe annimmt; in der zweiten Flüssigkeit dagegen wird sogleich eine schwarze Färbung und bei ruhigem Stehen ein schwarzer Niederschlag entstehen; derselbe ist der Hauptsache nach gerbsaures und gallussaures Eisenoxyd. Die Galläpfeltinctur wird dieses Verhaltens wegen als ein Reagens zur Erkennung des Eisens in seinen Lösungen benutzt.

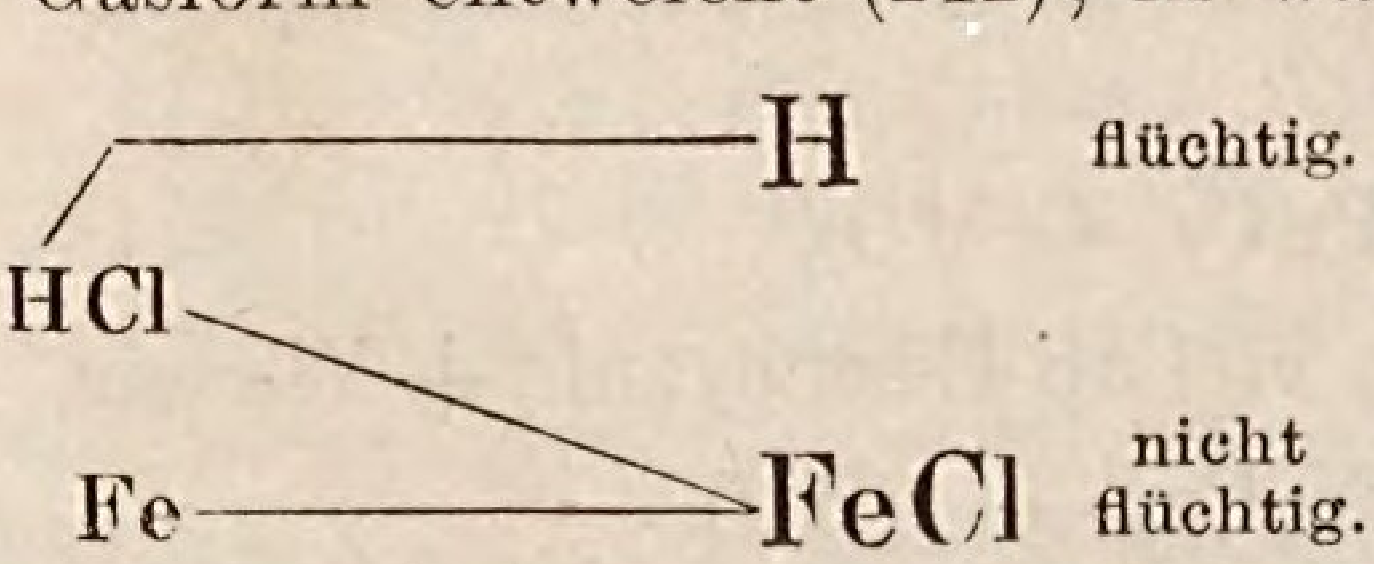
Tinte und Schwarzfärben. Setzt man zu dem in der Flüssigkeit suspendirten schwarzen Niederschlage Gummi oder Zucker hinzu, wodurch eine schleimige Flüssigkeit gebildet wird, aus der sich das gallus- und gerbsaure Eisenoxyd nur äusserst langsam zu Boden senkt, so hat man gewöhnliche Tinte. Die Verbindung des Eisenoxyduls mit der Gerbsäure und Gallussäure ist nicht schwarz, sie wird es aber beim Stehen an der Luft, weil sich dann das Oxydul in Oxyd verwandelt. Hieraus erklärt sich die blasse Farbe der frischen Tinte und das Nachdunkeln derselben auf dem Papiere. Taucht man ein Leinwandläppchen erst in Galläpfeltinctur und dann in Eisenlösung, so bildet sich der schwarze Niederschlag in der Faser selbst und haftet dann so fest, dass er nicht wieder ausgewaschen werden kann. Auf diese Weise färbt man allgemein Zeuge, Leder, Haare etc. schwarz oder grau, und deswegen haben die Eisensalze, und zwar vorzüglich der Eisenvitriol, eine so grosse Anwendung in der Färberei und Druckerei gefunden.

Essigsaures Eisenoxyd.

406. Diese Verbindung kann direct durch Auflösen von frisch niedergeschlagenem, noch feuchtem Eisenoxydhydrat in Essigsäure erhalten werden. Mit Weingeist und Aether versetzt, entsteht daraus die als Arzneimittel wichtige Klaproth'sche Eisentinctur. Wenn der Schuhmacher Bier auf eiserne Nägel giesst, um sich die Eisenschwärze, mit der er sein Leder schwarz macht, zu bereiten, so bekommt er auch essigsaures Eisenoxyd, denn das Bier wird an der Luft zu Essig, das Eisen zu Oxyd. Das Leder ist eine Verbindung der Haut mit Gerbsäure; trifft die letztere mit Eisenoxyd zusammen, so muss sich schwarzes gerbsaures Eisenoxyd (Tinte) bilden. Für die Färberei stellt man sich jetzt sehr häufig eine Eisenbeize durch Auflösen von gerostetem Eisen in Holzessig dar (holzessigsaures Eisen).

Eisen + Chlor und Jod.

407. Eisenchlorür ($FeCl + 4HO$), ein grünes, dem Eisenvitriol ähnliches, leichtlösliches Salz, entsteht, wenn man Eisen in Salzsäure auflöst, während der Wasserstoff der Salzsäure in Gasform entweicht (242); in wasserfreiem Zustande bildet es eine weisse Masse. Eisenchlorid (Fe_2Cl_3) erhält man durch Auflösen von Eisenoxyd oder Eisenoxydhydrat in Salzsäure, oder aber durch Zusatz von Chlorwasser zu Eisenchlorür (243). Es stellt eine schwarzbraune, hygroskopische Masse dar, die sich in Wasser zu einer gelben Flüssigkeit auflöst. Im Handel kommt es auch sublimirt vor und erscheint dann in der Form von grauschwarzen, metallisch glänzenden Flittern. Sonst sah man das Eisenchlorür als salzsaures Eisenoxydul, das Eisenchlorid als salzsaures Eisenoxyd an.



Eisenjodür ($FeJ + 4HO$) erhält man als eine grünliche Lösung, wenn man Eisenpulver und Jod mit Wasser einige Zeit stehen lässt. Die Lösung giebt mit Zucker den als Heilmittel beliebten Jodeisensyrup.

Eisen und Cyan.

Wie Chlor sich mit Eisen verbindet, so kann auch das Cyan Verbindungen mit dem Eisen eingehen. Zwei derselben, das Berlinerblau und das gelbe blausaure Eisenkali, haben eine sehr grosse technische Wichtigkeit erlangt.

Eisencyanürcyanid oder Berlinerblau
($3\,FeCy, 2\,Fe_2Cy_3$).

408. Das Cyan vereinigt sich mit dem Eisen und anderen Metallen sehr gern zu Doppelverbindungen. Am bekanntesten ist die unlösliche, schwarzblaue Verbindung, welche in reinem Zustande als Pariserblau, in Vermischung mit Thonerde, Thon, Stärke etc. in helleren Nüancen als Berlinerblau oder Mineralblau im Handel vorkommt. Dieselbe ist eine Doppelverbindung von Eisencyanür und Eisencyanid, gleichsam Eisenoxyduloxyd in dem Cyan an die Stelle des Sauerstoffs getreten ist. Um sich die Zusammensetzung derselben leicht einzuprägen, kann man sie sich als blausauren Hammerschlag oder blausaures Eisenoxyduloxyd vorstellen. Beide Betrachtungsweisen stehen im besten Einklange mit einander,

denn blausaures Eisenoxydul ist so viel als Eisencyanür + Wasser,

$$(FeO + HCy = FeCy + HO),$$

und blausaures Eisenoxyd ist so viel als Eisencyanid + Wasser,

$$(Fe_2O_3 + 3\,HCy = Fe_2Cy_3 + 3\,HO).$$

Das Berlinerblau ist wegen seiner herrlichen Farbe nicht nur eine wichtige Anstrichfarbe (Deckfarbe) für Holz, Papier etc. geworden, sondern es gehört auch zu den wichtigsten Pigmenten, um damit Tuch, Kattun, Seide etc. blau zu färben. Die damit dargestellte Farbe wird in den Färbereien, zum Unterschiede von dem Indigblau, Kaliblau genannt. Die Bereitung desselben wird später in Nr. 410 gelehrt werden. Das Berlinerblau ist nicht giftig, obwohl es Cyan enthält. Aehnliche Widersprüche finden sich oft bei chemischen Verbindungen; bald entsteht aus unschädlichen Körpern eine giftige Verbindung, bald aus giftigen Körpern eine unschädliche. Man kann also aus den

Bestandtheilen eines Körpers allein nicht immer einen Schluss auf seine medicinische Wirkung machen.

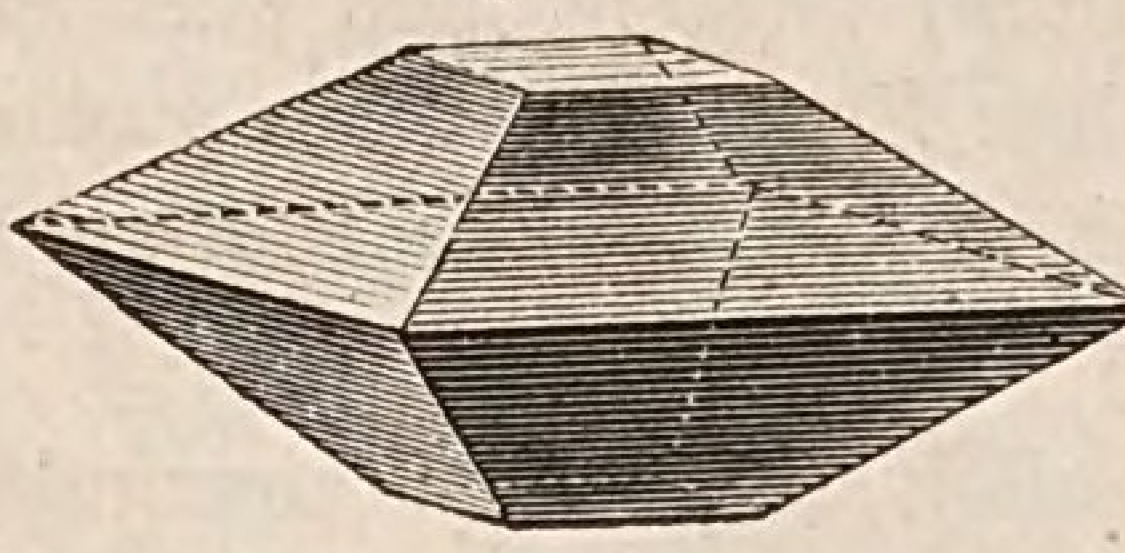
Versuch a. Man reibe 3 Grm. Pariserblau (reines Berlinerblau) und ½ Grm. Oxalsäure mit Wasser zusammen: die in Wasser unlösliche Farbe wird durch die Oxalsäure löslich gemacht und man erhält eine blaue Flüssigkeit, die, mit etwas Gummi arabicum verdickt, als blaue Tinte benutzt werden kann.

Versuch b. Erhitzt man ein Stückchen Berlinerblau auf Kohle durch die Löthrohrflamme, so erzeugt sich ein brenzlicher Geruch, das Cyan verbrennt (aus C_2N wird durch den Sauerstoff der Luft $2\,CO_2$ und N) und man behält endlich nur einen braunrothen Rückstand von Eisenoxyd. Die meisten Verbindungen des Cyans werden auf ähnliche Weise durch Glühen zerlegt.

Kaliumeisencyanür (Ferrocyankalium) oder gelbes Blutlaugensalz
($2\,KCy, FeCy + 3\,HO$).

409 **Bereitung.** *Versuch.* 20 Grm. feingeriebenes Berlinerblau werden mit der sechsfachen Wassermenge bis zum Kochen erhitzt und zu der Mischung während des Kochens nach und nach so viel Aetzkali zugegeben, bis die blaue Farbe verschwunden ist. Man erhält eine trübe, braungelbe Flüssigkeit, die man durch Filtration klärt. Der auf dem Filtrum bleibende Schlamm ist Eisenoxydhydrat, welches durch das stärkere Kali aus dem Berlinerblau ausgeschieden wurde. Aus der gelblichen, klaren Flüssigkeit setzen sich beim Erkalten gelbe, tafelförmige Krystalle (abgestumpfte Quadratoctaëder) ab, die im gewöhnlichen Leben gelbes blausaures Kali, in der wissenschaftlichen Sprache Kaliumeisencyanür genannt werden. Dieses Doppelsalz hat sich auf folgende Weise gebildet:

Fig. 145.



Berlinerblau:	Eisen mit mehr Cyan + Eisen mit weniger Cyan,
Kali:	Sauerstoff und Kalium,
Wasser:	Wasser,
Producte:	Eisenoxydhydrat, Cyankalium + Eisencyanür
	(unlöslich) (löslich)

Das Kalium des Kalis tritt, wie man sieht, an die Stelle des Eisens in dem Eisencyanid und bildet Cyankalium, welches mit dem unzersetzt gebliebenen Eisencyanür ein Doppelsalz bildet. Der Sauerstoff des Kalis geht an das in Freiheit gesetzte Eisen und verwandelt es in Eisenoxyd. Hiernach haben wir in dem gelben Salze Kalium und Eisen, beide mit Cyan vereinigt. Bei Anwesenheit von Wasser kann man das Cyankalium auch als blausaures Kali, das Eisencyanür aber als blausaures Eisenoxydul, das ganze Salz also als eine Verbindung von Kali und Eisenoxydul mit Blausäure ansehen. Ist dem also, dann muss aus demselben durch eine stärkere Säure die Blausäure ausgetrieben werden können. Dies geschieht in der That, denn man bereitet sich die Blausäure gewöhnlich aus diesem Salze, indem man dasselbe mit Schwefelsäure oder Phosphorsäure und etwas Wasser übergiesst und destillirt.

Bereitung aus Blut. Kocht man Blut und Kalilauge bis zur Trockne ein und glüht die übriggebliebene Masse, so erhält man aus der letzteren durch Ausziehen mit Wasser gleichfalls eine Auflösung von Kaliumeisencyanür. So gewann man dieses Salz früher, und daher kommt der Name *Blutlaugensalz* für dasselbe. Dieser Name verdient den Vorzug vor den übrigen, weil er nicht so leicht zu Verwechselungen Veranlassung geben kann, wie die Benennungen blausaures Kali und Cyaneisenkalium; denn unter blausaurem Kali (Cyankalium) versteht man auch eine Verbindung aus Kalium und Cyan, ohne Eisen, die weiss aussieht und zu den *heftigsten Giften* gehört (283). Das Blutlaugensalz ist *nicht giftig*.

Bereitung im Grossen. Aehnlich, wie oben angegeben, bereitet man das Blutlaugensalz im Grossen. Man verkohlt Blut, Hornspäne, Leder oder andere thierische Abfälle (am besten durch trockne Destillation, um Ammoniak als Nebenproduct zu gewinnen [323]), mengt dann die erhaltene Kohle mit Pottasche und Eisen, und erhitzt das Gemenge in Flammenöfen bis zum

Schmelzen. In der Thierkohle ist noch Stickstoff enthalten, der beim Glühen mit einer starken Basis sich mit Kohlenstoff zu Cyan vereinigt, welches letztere dann mit dem ebenfalls durch die Kohle reducirten Kalium der Pottasche zu Cyankalium zusammentritt. Beim Auflösen der geschmolzenen Masse (Schmelze) in Wasser giebt ein Theil dieses Salzes sein Cyan an Eisen ab, wodurch Blutlaugensalz (und Aetzkali) entsteht, welches nach hinlänglichem Abdampfen aus der Flüssigkeit herauskrystallisirt. In neuerer Zeit ist es gelungen, den Stickstoff der Luft zur Cyanbildung zu benutzen, wodurch die thierischen Stoffe zur Bereitung von Blutlaugensalz ganz entbehrlich werden würden.

Versuche mit Blutlaugensalz.

410. Eisenoxydsalze und Blutlaugensalz. *Versuch* a. Man vermische eine Lösung von Blutlaugensalz mit schwefelsaurem Eisenoxyd: es entsteht ein tiefblauer Niederschlag von Berlinerblau, denn aus

Blutlaugensalz:	Eisencyanür + Cyankalium, und	
Schwefels. Eisenoxyd:	— — Eisen, Sauerstoff u. Schwefelsäure	
entsteht:	Eisencyanür + Eisencyanid	u. schwefels. Kali
	(unlöslich)	(löslich)

Eisenoxydulsalze und Blutlaugensalz. *Versuch* b. Man vermische eine Lösung von Blutlaugensalz mit einer Eisenvitriollösung: es entsteht ein hellblauer Niederschlag (blausaures Eisenoxydul oder Eisencyanür). Die Hälfte der Flüssigkeit wird hingestellt und öfters umgerührt: die helle Farbe des Niederschlages geht nach und nach in eine dunkelblaue über. Schneller geschieht dies, wenn man die andere Hälfte noch einmal erhitzt und mit einigen Tropfen Salpetersäure versetzt. In beiden Fällen tritt eine Oxydation ein, wodurch ein Theil des Oxyduls in Oxyd übergeht, so dass blausaures Eisenoxyduloxyd oder Eisencyanürcyanid entsteht. Beide hier angegebenen Methoden werden angewendet, um Berlinerblau im Grossen darzustellen. In der Zeugfärberei tränkt (beizt) man die Waare erst mit der Eisenlösung und zieht sie dann durch eine heisse und ein wenig angesäuerte Auflösung von Blutlaugensalz.

Kupfersalze und Blutlaugensalz. *Versuch* c. Zu einer sehr verdünnten Lösung von Kupfervitriol tröpfle man aufgelöstes

Blutlaugensalz: man erhält einen kupferrothen Niederschlag von Kupfereisencyanür. Das Kupfer giebt den Sauerstoff und die Schwefelsäure, womit es im Kupfervitriol verbunden ist, an das Kalium des Blutlaugensalzes ab; das auf diese Weise gebildete schwefelsaure Kali bleibt in der Flüssigkeit gelöst. Dies ist die genaueste Probe, um die Gegenwart von Kupfer in einer Flüssigkeit zu entdecken. Die meisten basischen Elemente gehen, wie hier das Kupfer, mit dem Eisencyanür Doppelverbindungen ein.

Stahl durch Blutlaugensalz. *Versuch* d. Wird ein Stückchen glühendes Eisenblech mit gestossenem Blutlaugensalz bestreut und nachher in Wasser abgelöscht, so erlangt es eine so grosse Härte, dass es sich nicht mehr feilen lässt; es bildet sich nämlich durch den Kohlenstoff des Cyans eine Stahlkruste auf dem Eisen. Diese einfache Verstählungsmethode ist besonders geeignet, um den eisernen Ackergeräthschaften, Werkzeugen u. a. eine grössere Härte und Dauer zu geben.

Kaliumeisencyanid (Ferridcyankalium) oder rothes Blutlaugensalz (3 KCy, Fe_2Cy_3).

411. Leitet man durch eine kalte Lösung von Kaliumeisencyanür so lange Chlor, bis diesem Salze $\frac{1}{4}$ seines Kaliumgehaltes entzogen ist, so erhält man beim Verdunsten der Lösung gelbrothe, säulenförmige Krystalle von Kaliumeisencyanid. Das hierbei in Freiheit gesetzte Cyan tritt an das Eisencyanür und macht dasselbe zu Eisencyanid. Dieses Salz giebt mit den Eisenoxydulsalzen einen tiefblauen Niederschlag (mit den Eisenoxydsalzen gar keinen) und wird daher, ausser zum Blaufärben (*bleu français*), auch als Reagens auf Eisenoxydulsalze und zum Unterscheiden dieser von den Eisenoxydsalzen gebraucht.

Systematische Zusammenstellung der Eisenverbindungen.

Eisen.

Kohleneisen.

a) Stabeisen (Eisen + $\frac{1}{2}$ Proc. Kohlenstoff),
b) Gusseisen (Eisen + 4 bis 5 Proc. Kohlenstoff),
c) Stahl, ein Gemenge von beiden.

Schwefeleisen.

a) Einfach-Schwefeleisen,	schwarz,	
b) Zweifach- „	gelb,	
b) $1\frac{1}{2}$fach- „	braungelb, ein Gemenge von beiden.	

Eisenoxyde.

a) Eisenoxydul,	schwarz,
Eisenoxydulhydrat,	weiss,
b) Eisenoxyd,	braunroth,
Eisenoxydhydrat,	braungelb,
c) Eisenoxyduloxyd,	schwarz, ein Gemenge von beiden.
d) Eisensäure	(nur in Verbindung mit Basen bekannt).

Eisensalze.

a) Sauerstoffsalze.

Oxydulsalze. (meist grün)	Oxydsalze. (meist braun)
Schwefels. Eisenoxydul,	Schwefelsaures Eisenoxyd,
Salpetersaures „	Salpetersaures „
Kohlensaures „	Gerbsaures „
Essigsaures „	Essigsaures „
Phosphorsaures „	Phosphorsaures „

b) Haloidsalze.

Eisenchlorür,	Eisenchlorid,
Kaliumeisencyanür (gelb),	Kaliumeisencyanid (roth),
Kupfereisencyanür (roth).	Eisencyanürcyanid (blau).

Mangan (Mn).

(Aeq.-Gew. = 27,5 [Braunsteinmetall]. — Specif. Gew. = 8.)

— 1780 von Gahn entdeckt; Braunstein 1744 von Scheele als Metalloxyd erkannt. —

Manganüberoxyd oder Braunstein (MnO_2).

412. Mit diesem stahlgrauen, glänzenden Erze, welches besonders auf dem Harze und in Thüringen gebrochen wird und den mineralogischen Namen Psilomelan oder Weichmanganerz erhalten hat, sind im Vorigen bereits mehrfache Versuche angestellt worden; wir benutzten es namentlich zur Sauerstoff- und zur Chlorbereitung. Es ist eine der wenigen Sauerstoffverbindun-

gen, die man Ueberoxyde oder Superoxyde nennt, weil sie gleichsam überflüssigen Sauerstoff enthalten, den sie beim Glühen oder beim Erhitzen mit einer starken Säure zum Theil entweichen lassen.

100 Pfd. Braunstein enthalten reichlich . . 36 Pfd. Sauerstoff
Diese geben ab:
a) bei gelindem Glühen $1/4$ oder . . . 9 „ „
übrig bleibt Manganoxyd;
b) bei starkem Glühen $1/3$ oder . . . 12 „ „
übrig bleibt Manganoxyduloxyd;
c) beim Erhitzen mit Schwefelsäure
$1/2$ oder 18 „ „
übrig bleibt Manganoxydul.

Der Chemiker hat deshalb in dem Braunstein ein treffliches Mittel, um andere Körper mit Sauerstoff zu verbinden, wie wir bei der Chlorbereitung gesehen haben, wo der Sauerstoff des Braunsteins den Wasserstoff der Salzsäure zu Wasser oxydirte und dadurch das Chlor der letzteren in Freiheit setzte.

Glasmacherseife. Die Glasmacher werfen oft Braunstein ins geschmolzene Glas, um aus dem schwarzen oder dunkelgrünen Bouteillenglase gelbes oder orangefarbenes zu machen, welches man lieber hat als das dunkle. Auch hierbei wird durch den Braunstein eine Oxydation bewirkt. Was die Glasmasse dunkel färbt, ist Eisenoxydul und feinzertheilte Kohle; diese erhalten Sauerstoff vom Braunstein und werden zu Eisenoxyd, welches die Glasflüsse gelb oder braun färbt, und zu Kohlenoxyd, welches entweicht. Wegen dieser Wirkung, die indess auch in einer „Farbenergänzung“ ihren Grund haben kann, nennen die Glasbläser den Braunstein Glasmacherseife. Kleine Mengen davon, zu weissem Glase gesetzt, geben diesem durch das erzeugte Manganoxyduloxyd eine violette Farbe; auf diese Art bereitet man sich künstliche Amethyste.

Braunsteinglasur. *Versuch.* Man menge 4 Grm. Bleiglätte, 4 Grm. Lehm und 1 Grm. feingeriebenen Braunstein mit Wasser, so dass daraus ein dünner Brei entsteht, mit dem man ein Dachziegelstück begiesst. Legt man das letztere zwischen glühende Kohlen, oder erhitzt es an einer Stelle stark mit der

Löthrohrflamme, so schmilzt die Masse und bildet nach dem Erkalten einen glänzenden, schwarzen, bei weniger Braunstein einen braunen Ueberzug. So stellen sich die Töpfer ihre braune und schwarze Glasur dar, und hierin ist der Grund zu suchen, weshalb man dem Manganüberoxyd den Namen Braunstein gegeben hat.

Prüfung des Braunsteins. Bringt man Braunstein mit Oxalsäure, nebst etwas Wasser und Schwefelsäure zusammen, so wird dieselbe durch den Sauerstoff des Braunsteins in Kohlensäure umgewandelt, welche entweicht; man kann auf diese Weise durch den eintretenden Gewichtsverlust die Güte des Braunsteins bestimmen. Andere Prüfungsmethoden beruhen auf der Chlorentwicklung aus Salzsäure, welche durch eine bestimmte Menge von Braunstein hervorgerufen wird.

Mangan und Sauerstoff.

413. Das Manganmetall ist röthlich grau, sehr hart und spröde und gehört zu den strengflüssigsten Körpern. Man erhält es im Kleinen durch Erhitzen von Manganoxyd und reiner Kohle in einem Kalktiegel im heftigsten Gebläsefeuer. An der Luft und im Wasser zieht es bald wieder Sauerstoff an und zerfällt dabei zu schwarzem, pulverigem Oxyd.

Sehr charakteristisch für das Mangan ist seine grosse Verbindungsfähigkeit. So giebt dasselbe mit dem Sauerstoff fünf Oxydationsstufen, in denen sich die Sauerstoffmengen wie $1 : 1\frac{1}{2} : 2 : 3 : 3\frac{1}{2}$ verhalten.

Es können sich 27,5 Pfd. oder 1 Aeq. Mn verbinden:

mit	8 Pfd.	oder 1 Aeq.	O	zu Manganoxydul . .	=	MnO;
„	12 „	„ $1\frac{1}{2}$ „	O	„ Manganoxyd . . .	=	$MnO_{1\frac{1}{2}} (Mn_2O_3)$;
„	16 „	„ 2 „	O	„ Manganüberoxyd .	=	MnO_2;
„	24 „	„ 3 „	O	„ Mangansäure . .	=	MnO_3;
„	28 „	„ $3\frac{1}{2}$ „	O	„ Uebermangansäure	=	$MnO_{3\frac{1}{2}} (Mn_2O_7)$.

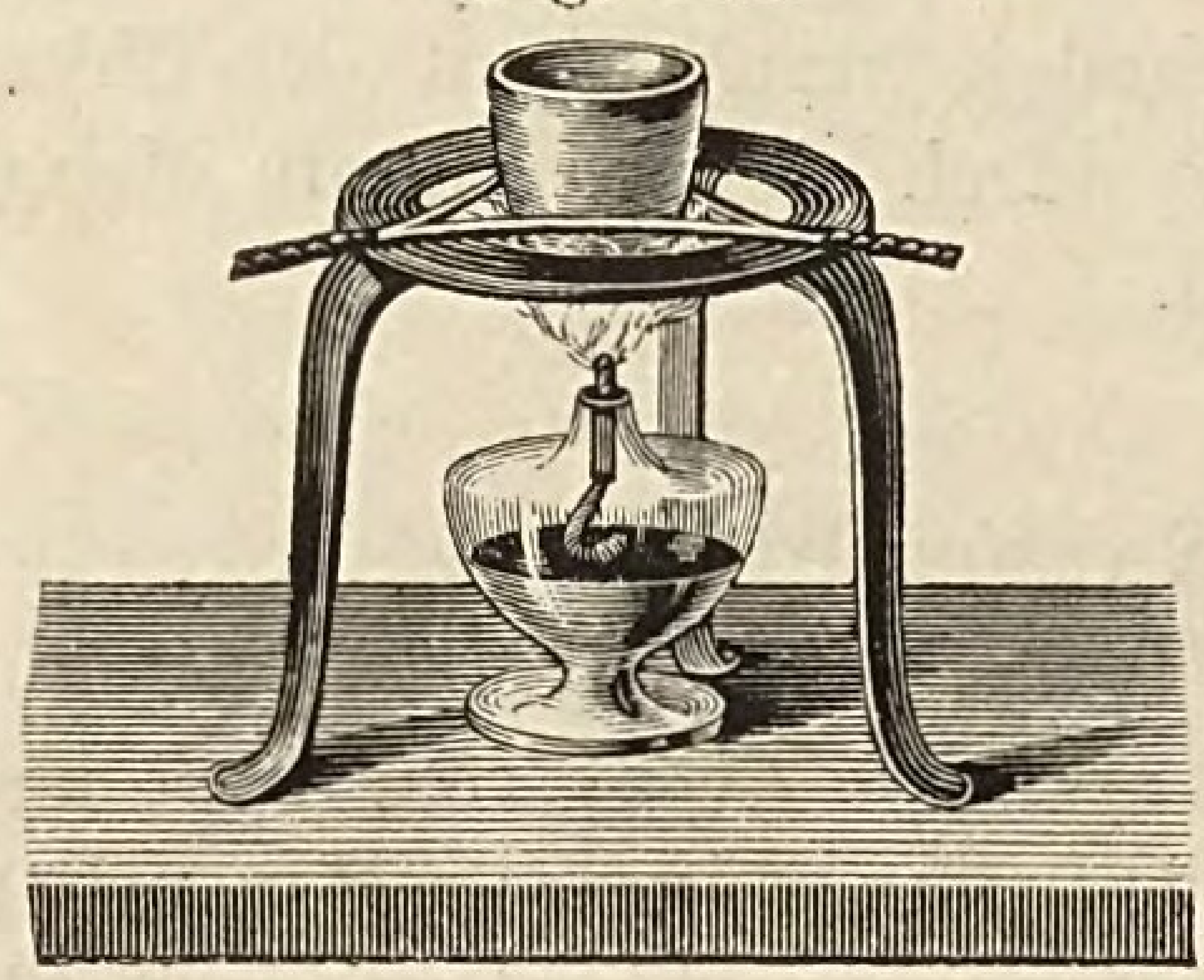
Die geringeren Mengen Sauerstoff ertheilen den Oxyden basische Eigenschaften, die grösseren Mengen saure; das mittlere Ueberoxyd ist indifferent, weder sauer noch basisch. Welche grosse Armee von Salzen, dieser Doppelnatur zufolge, durch

das Mangan allein ins Feld gerufen werden kann, davon erhält man eine Idee, wenn man bedenkt, dass es als Oxydul und Oxyd sich nicht nur mit allen Säuren, sondern auch als Mangansäure und Uebermangansäure mit allen Basen zu besonderen Salzen zu vereinigen vermag.

Manganoxydul und dessen Salze.

414. Braunstein und Schwefelsäure. *Versuch.* Man mengt in einem Porcellantiegel 10 Grm. feingeriebenen Braunstein mit 5 Grm. Schwefelsäure und erhitzt das Gemenge erst 1/4 Stunde gelind, dann eine Stunde stark. Nach dem Erkalten kocht man die schwarze Masse mit Wasser aus und dampft die Auflösung, zuletzt unter stetem Umrühren, zur Trockne ein: das röthlich-weisse Pulver ist schwefelsaures Manganoxydul (MnO, SO_3 + Krystallwasser). Die Hälfte von dem Sauerstoff ist in der Hitze entwichen und Manganoxydul (MnO) übrig geblieben, welches, da es eine Salzbasis ist, sich mit der Schwefelsäure vereinigt. Auf ähnliche Weise bildete sich salzsaures Manganoxydul oder Manganchlorür ($MnCl$) bei der Bereitung von Chlor (166) und blieb, durch Chloreisen gelb gefärbt, in dem Kochfläschchen zurück. Dabei wurde zugleich gezeigt, wie leicht die höheren Chlorverbindungen in Chlorür und freies Chlor zerfallen. Die meisten Manganoxydulsalze haben eine schwachröthliche Farbe.

Fig. 146.



Affinität zum Sauerstoff. *Versuch.* Lässt man eine Lösung von schwefelsaurem Manganoxydul an der Luft stehen, so färbt sich die Lösung dunkelbraun und lässt mit der Zeit ein ebenso gefärbtes Pulver fallen. Der Vorgang hierbei ist genau derselbe wie bei einer Auflösung von schwefelsaurem Eisenoxydul. Das Manganoxydulhydrat zieht nämlich Sauerstoff aus der Luft an und wird zu Manganoxydhydrat, von dem sich ein Theil ausscheidet, weil die vorhandene Säure nicht hinreicht, um alles Oxyd aufgelöst zu erhalten.

Manganoxydhydrat. *Versuch.* Zu einem anderen Theile der Lösung wird Salmiakgeist oder Kalilauge gegossen: die stärkeren Basen bemächtigen sich der Schwefelsäure und Manganoxydulhydrat ($MnO + HO$) wird als ein weisser Niederschlag ausgeschieden. Beim Abfiltriren und Trocknen verwandelt sich dieses nach und nach in dunkelbraunes Manganoxydhydrat ($Mn_2O_3 + 3HO$), ganz so wie das Eisenoxydulhydrat. Taucht man ein Läppchen in die Manganlösung und zieht es, nachdem es trocken geworden, durch Kalilauge, so bleibt der Niederschlag auf der Faser festhaften und man erhält beim Aushängen an die Luft ein schönes Dunkelbraun. In der Färberei nennt man dieses Braun Manganbister.

Kohlensaures Manganoxydul (MnO, CO_2) kommt als röthliches Mineral unter dem Namen Manganspath und als ein häufiger Begleiter der Kalksteine und anderer Steine vor. Da es, wie kohlensaures Eisenoxydul, in kohlensäurehaltigem Wasser löslich ist, so finden wir kleine Mengen davon auch in vielen Quellen, zumal in den eisenhaltigen und in dem aus diesem abgesetzten Eisenocker. Beim Verdunsten der Kohlensäure scheidet sich das Manganoxydulhydrat ab und bildet unter Sauerstoffaufnahme die in Steinspalten häufig vorkommenden moosartigen braunen und schwarzen Zeichnungen von Mangandendriten (Manganoxydhydrat).[1]

Die Salze des Manganoxyds sind sehr unbeständig.

Schwefelmangan (MnS).

415. *Versuch.* Versetzt man eine Lösung von schwefelsaurem Manganoxydul mit Schwefelwasserstoffwasser, so erfolgt keine Veränderung; diese tritt aber sofort ein, wenn man Salmiakgeist (oder Schwefelammonium) zutröpfelt; es bildet sich ein blassrother Niederschlag, der aus Manganmetall und Schwefel besteht (MnS oder Mangansulfuret). Auf diese Weise lässt sich das Mangan in seinen Auflösungen erkennen, denn das Mangan ist das einzige Metall, welches ein Schwefelmetall von röthlicher Farbe giebt. An der Luft ändert sich diese Farbe bald in Dunkelbraun um, indem das Mangan sich zu Oxydhydrat oxydirt, während der Schwefel sich abscheidet. Als ein grünes Pulver erhält man das Schwefelmangan durch Glühen von Braun-

stein mit überschüssigem Schwefel. Manganbisulfuret (MnS_2) ist schwarz von Farbe.

Mangansäure (MnO_3).

416. *Versuch* a. Man reibt in einem Mörser 5 Grm. Braunstein mit 5 Grm. Aetzkali innig zusammen, schüttet das Gemenge in einen Porcellantiegel und erhitzt es bei Luftzutritt $1/2$ Stunde stark. Nach dem Erkalten giesst man destillirtes Wasser auf die schwarze Masse: man wird eine tiefgrüne Auflösung erhalten, die durch Absetzen in einem Probirgläschen geklärt wird. Das Grünfärbende darin ist ein Salz, welches den Namen mangansaures Kali bekommen hat und durch vorsichtiges Abdunsten des Wassers unter der Luftpumpe in grünen Krystallen erhalten werden kann. Durch das Glühen mit Kali wird der Braunstein disponirt, noch 1 Aeq. Sauerstoff aus der Luft aufzunehmen; aus MnO_2 wird MnO_3, und diese Verbindung verhält sich wie eine Säure, d. h. sie verbindet sich mit der vorhandenen Basis zu einem Salze (KO, MnO_3). In freiem Zustande ist die Mangansäure nicht bekannt, da sie, wenn man sie durch eine Säure von der Basis trennt, sogleich zerfällt.

Mineralisches Chamäleon. *Versuch* b. Zu einem Theile der grünen Lösung bringe man einige Tropfen Schwefelsäure: das Grün wandelt sich alsbald in Purpurroth um, indem die Mangansäure in Uebermangansäure und Manganüberoxydhydrat zerfällt; $3 MnO_3$ und HO werden zu Mn_2O_7 und MnO_2, HO. Die Uebermangansäure bleibt mit einem Theile des Kalis als purpurrothes Salz gelöst. Was hier augenblicklich geschieht, tritt langsam ein, wenn man die mit Wasser verdünnte grüne Lösung in einem offenen Glase an der Luft stehen lässt: das Grün geht nach und nach in Violett und endlich in Roth über. Dieser Farbenänderung wegen nannte man das mangansaure Kali sonst mineralisches oder grünes Chamäleon.

Uebermangansäure (Mn_2O_7).

417. Rothes Chamäleon. Die bei dem vorigen Versuche erhaltene purpurrothe Flüssigkeit enthält übermangansaures Kali oder rothes Chamäleon aufgelöst. Um eine

concentrirtere Lösung dieses Salzes zu erhalten, setzt man ein inniges Gemenge von 4 Thln. sehr fein zerriebenem Braunstein, 5 Thln. Aetzkali und $3\frac{1}{2}$ Thln. chlorsaurem Kali längere Zeit einer gelinden Glühhitze aus. Die Masse giebt mit Wasser gekocht eine dunkel-violettrothe Auflösung, aus der man beim Abdampfen der durch Absetzen geklärten Lösung schwarze Krystalle von grünlichem Metallglanz erhält, die zerrieben ein rothes Pulver geben, das sich in 16 Thln. Wasser auflöst. Die Lösung von übermangansaurem Kali (Chamäleonlösung) giebt an andere Körper sehr leicht Sauerstoff ab und ist eins der kräftigsten Oxydationsmittel. Tröpfelt man sie zu einer mit etwas Schwefelsäure versetzten schwachen Eisenvitriollösung, so verschwindet das Roth augenblicklich und zwar so lange, bis alles Eisenoxydul in Oxyd übergeführt ist; ein Tropfen mehr färbt dann die Eisenflüssigkeit rosenroth und giebt durch diese Färbung den Endpunkt der Oxydation genau an. Mittelst einer Chamäleonlösung von bestimmter Stärke (titrirt) kann man den Gehalt von Eisenerzen, Eisenoxydulsalzen u. a. an Eisen nach der volumetrischen Methode oder Maassanalyse leicht bestimmen. Die Uebermangansäure zerfällt dabei in Manganoxydul und freien Sauerstoff. Durch den letzteren werden auch organische Körper oxydirt und zersetzt, man benutzt daher die Chamäleonlösung als das kräftigste Desinfectionsmittel zur Zerstörung fauliger Gerüche, sehr verdünnt als Mundwasser u. a. m.

Die freie Uebermangansäure ist wasserfrei eine schwere, schwarzrothe, wasserhaltig eine purpurrothe Flüssigkeit, die beim Erhitzen oder in Berührung mit Alkohol, Fett und anderen oxydirbaren Substanzen explodirt und sehr leicht in Manganüberoxydhydrat und Sauerstoff zerfällt.

Cer, Lanthan, Didym.

418. Diese drei Metalle kommen zusammen als Oxyde, mit Kieselsäure verbunden, in dem seltenen Mineral Cerit vor und sind sich in ihren Eigenschaften so ähnlich, dass sie nur schwierig und unvollständig von einander getrennt werden können.

Kobalt und Nickel.

(Aeq.-Gew. = 29,5. Specif. Gew. 8,5.) — (Aeq.-Gew. = 29,5. Specif. Gew. 8,8.) — Kobaltmetall 1733 von Brandt, Nickel 1751 von Cronstedt entdeckt. —

419. Zur Zeit, als der Bergmann in der einsamen Tiefe seines Schachtes noch mit Erdgeistern und Bergmännchen verkehrte, fand man hier und da, besonders in den Bergwerken zu Schneeberg im Erzgebirge, Erze, die glänzend und schwer waren wie die schönsten Silberstufen, in dem Schmelzofen aber doch kein Silber gaben, sondern unter unangenehmem Knoblauchgeruche zu einer grauen Asche zerfielen. Dem Glauben der damaligen Zeit gemäss hielt man das Verschwinden des vermeintlichen Silbers beim Ausschmelzen für eine Neckerei schadenfroher Erdgeister und warf diese Erze, die man nach den Namen der letzteren Kobolde und Nickel taufte, verächtlich bei Seite. Jetzt wirft man sie nicht mehr weg, sondern hält sie in hohen Ehren, da man in den Kobold- oder Kobalterzen ein Metall aufgefunden hat, mit dem man Glas und Porcellan aufs Prachtvollste blau färben kann, in den Nickelerzen aber ein Metall, welches dem Messing das Ansehen von Silber verleiht. Der Grund, warum man sonst aus diesen Erzen kein Metall ausschmelzen konnte, liegt einfach in der ausserordentlich schweren Schmelzbarkeit des Kobalt- und Nickelmetalles; die Hitze der früheren Schmelzöfen reichte nicht hin, sie in Fluss zu bringen. Der Knoblauchgeruch ist dem Arsenik zuzuschreiben, der die Kobalt- und Nickelerze immer begleitet.

Kobalt und Nickel zeigen als reine Metalle grosse Aehnlichkeit mit dem Eisen, sowohl in ihrem Aeusseren als in ihrer Verbindungsweise; nur sind sie edler, d. h. sie ziehen den Sauerstoff nicht so begierig an, sie rosten nicht so leicht wie das Eisen. Die drei Metalle: Eisen, Kobalt und Nickel bilden das magnetische Kleeblatt; sie allein unter allen Metallen werden von dem Magnet angezogen. Bemerkenswerth ist ausserdem, dass auch das Meteoreisen immer Nickel und meist auch Kobalt enthält. Einen charakteristischen Unterschied zeigen die beiden letzteren Metalle bei der Behandlung mit Säuren; Kobalt giebt eine rothe Auflösung, Nickel eine grüne.

Der in den Apotheken vorkommende Fliegenstein wird häufig auch Kobalt oder Scherbenkobalt genannt, aber ganz mit Unrecht, denn es findet sich in ihm kein Kobalt; er ist gediegenes Arsen oder Arsenmetall.

Kobaltverbindungen.

420. Smalte oder Kobaltglas. In der Natur kommen Kobalt und Nickel meist mit Arsen oder mit Arsen und Schwefel verbunden, und neben einander vor. Diese Erze (Speiskobalt, Glanzkobalt, Kupfernickel u. a.) werden zuerst in einem Flammenofen so lange geröstet, bis das an das Kobalt gebundene Arsen und der Schwefel sich mit Sauerstoff verbunden und verflüchtigt haben und aus dem Kobaltmetall Kobaltoxyd geworden ist; dann mengt man sie mit Sand und Pottasche und bringt das Gemenge in Thonhäfen zum Schmelzen. Es entsteht Glas und in diesem löst sich das Kobaltoxyd mit tiefblauer Farbe auf, nicht aber das Arsennickel, welches, nebst dem meist zugleich vorhandenen Silber und Wismuth, sich am Boden der Gefässe als eine metallartige, geschmolzene Masse (Kobaltspeise, richtiger Nickelspeise) absetzt. Das geschmolzene blaue Glas wird, um es rissig und spröde zu machen, in kaltes Wasser gegossen und dann auf Mühlen zu einem zarten Pulver zermahlen und geschlämmt. Man nennt solche Fabrikanlagen Blaufarbenwerke und benutzt die Fabrikate derselben unter den Namen Königsblau, Smalte und Eschel als sehr dauerhafte blaue Farben, und zwar nicht nur als Schmelzfarben für Glas-, Porcellan- und Töpferwaaren, sondern auch durch Aufpudern auf dicken Firniss als Anstrichfarben, sowie zum Bläuen der Wäsche, des Papiers etc., doch ist es zu letzteren Zwecken durch das künstliche Lasursteinblau oder Ultramarin sehr zurückgedrängt worden.

Kobaltoxyde. Mit Sauerstoff bildet das Kobalt, wie das Eisen, Kobaltoxydul (CoO), olivengrün, als Hydrat rosenroth, eine starke Basis, und Kobaltoxyd (Co_2O_3) von schwarzer Farbe, eine schwache Basis. Auch existirt, wie beim Eisen, eine Zwischenstufe, Kobaltoxyduloxyd, vielleicht selbst eine Kobaltsäure. Diese Oxyde, wie auch das phosphorsaure Kobaltoxydul, dienen als blaue Schmelzfarben in der Porcellan- und Glasmalerei, wie auch zur Bereitung des Kobaltultramarins (365). Die blaue

Farbe, welche Spuren von Kobalt der Boraxperle ertheilen, dient auch zur Erkennung desselben mittelst des Löthrohres.

Kobaltsalze. Die Kobaltoxydulsalze sind heller oder dunkler rosenroth und geben mit Kali blaue Niederschläge von basischen Kobaltsalzen, mit salpetrigsaurem Kali und Essigsäure aber bei gelinder Erwärmung gelbe von salpetrigsaurem Kobaltoxyd-Kali (Unterschied von Nickel). Durch Schwefelwasserstoffwasser werden sie nicht, durch Schwefelammonium aber schwarz, als Schwefelkobalt oder Kobaltsulfuret (CoS) gefällt.

Kobaltchlorür ($CoCl$) ist wasserfrei blau, wasserhaltig roth und kann in schwacher Lösung als sympathetische Tinte dienen. Schreibt man damit auf Papier, so ist die getrocknete, schwachröthliche Schrift nicht zu erkennen, sie kommt aber mit blauer Farbe zum Vorschein, wenn man das Papier behutsam erwärmt, und verschwindet nach dem Erkalten (durch Anziehen von Feuchtigkeit) wieder.

Salpetersaures Kobaltoxyd ($CO, NO_5 + 6HO$) wird als Lösung zu Löthrohrversuchen, hauptsächlich zur Erkennung der Thonerde, gebraucht (365).

Nickelverbindungen.

421. Neusilber oder Argentan. Schmilzt man von dem aus Kupfer und Zink bestehenden Messing 4 bis 5 Thle. mit 1 Thl. Nickel zusammen, so erhält man ein Metallgemisch (eine Legirung) von silberweisser Farbe, schönem Glanze und grosser Dehnbarkeit, welche als Surrogat des Silbers die vielfachste Verwendung zur Anfertigung von Speisegeräthschaften und Luxusgegenständen aller Art, in der Schweiz auch zum Schlagen von Scheidemünze, unter dem Namen Neusilber, Argentan oder Packfong gefunden hat. Das meiste Nickel gewinnt man aus der bei der Smaltebereitung abfallenden Kobaltspeise (420), indem man dieser erst das Arsen, dann das Wismuth und Silber entzieht.

Nickeloxydul (NiO) ist grünlichgrau, als Hydrat schön apfelgrün; Nickeloxyd (Ni_2O_3) ist schwarz. Der als Schmuckstein bekannte Chrysopras ist ein durch Nickeloxydul grün gefärbter Quarz. Die Nickeloxydulsalze und ihre Auflösungen sind grün. Kali schlägt aus den letzteren apfelgrünes Oxydulhydrat

nieder, Ammoniak färbt sie blau, ohne einen Niederschlag zu bewirken. Schwefelwasserstoffwasser verursacht keine Fällung, Schwefelammonium aber eine schwarze von Schwefelnickel (NiS).

Uran.

(Aeq.-Gew. = 60. — Specif. Gew. = 18,4.)

— 1789 von Klaproth entdeckt. —

422. Das nur vereinzelt, hauptsächlich in Johanngeorgenstadt und Joachimsthal vorkommende schwarze Uranpecherz ist Uranoxduloxyd (UO, U_2O_3); aus ihm stellt man die anderen Uranverbindungen dar. Das schwer darstellbare, grauweisse, spröde, sehr schwere Metall liefert, dem Eisen ähnlich, mit Sauerstoff schwarzes Uranoxydul (UO), welches mit Wasser braunes Hydrat und mit Säuren grüne Salze giebt; ferner ein rothes Sesquioxyd (U_2O_3), dessen Hydrat gelb und dessen Salze grünlichgelb sind. Das Uranoxyd verbindet sich nicht nur mit Säuren, sondern auch mit starken Basen. Uranoxydammoniak und Uranoxydnatron, schön gelbe unlösliche Pulver, färben schmelzendes Glas gelbgrün und dienen zur Darstellung der beliebten maigrünen Glaswaaren. Ebenso wird das Uranoxyduloxyd als Schmelzfarbe benutzt, da es auf Porcellan das tiefste und feuerbeständigste Schwarz liefert. Das leichtlösliche salpetersaure Uranoxyd (oder essigsaure) wird in der Photographie und als Reagens auf Phosphorsäure benutzt, welche eine unlösliche gelbe Verbindung mit dem Uranoxyd eingeht. Phosphorsaures Uranoxyd macht auch den Hauptbestandtheil des schönen Minerals Uranglimmer aus.

Zink (Zn).

(Aeq.-Gew. = 32,6, — Specif. Gew. = 6,8.)

— Seit 1750 in Europa dargestellt; Messing war schon im Alterthume bekannt. —

423. Vor nicht gar langer Zeit brauchte man das Zink fast nur allein zur Bereitung von Messing und Tomback; jetzt aber, seitdem man gelernt hat, es in Blech auszuwalzen und in Draht auszuziehen, benutzt man es auch zur Anfertigung vieler Gegen-

stände, die man sonst aus Blei, Kupfer und Eisen machte, z. B. zu Nägeln, Schnallen, Gasometern und Gasleitungsröhren, zu Dachrinnen und zur Dachbedeckung etc., denn es ist härter und doch leichter als Blei, wohlfeiler als Kupfer und durch Luft und Wasser weniger zerstörbar als Eisen. Gewöhnlich kommt es in der Form von Platten im Handel vor, die so spröde sind, dass sie mit dem Hammer in kleine Stücke zerschlagen werden können; auf dem frischen Bruche zeigt es ein krystallinisches, hakiges Gefüge und eine bläulichweisse Farbe. Sonst hiess es auch Spiauter oder Galmeimetall.

Zinkblech. *Versuch.* Man halte mittelst einer Zange oder Pincette ein Stückchen Zink so lange in eine Weingeistflamme, bis es zischt, wenn man ein feuchtes Hölzchen daran hält; hämmert man es jetzt schnell auf einem vorher erwärmten Steine oder Ambosse, so zerspringt es nicht, sondern breitet sich, wie Blei, zu einer dünnen, zusammenhängenden Platte aus. Das Zink hat die auffallende Eigenthümlichkeit, dass es zwischen 100 bis 150° C. dehnbar, unter oder über dieser Temperatur aber spröde ist. Seitdem man dieses Verhalten des Zinks in der Hitze kennt, ist man leicht dahin gelangt, die Schwierigkeiten zu überwinden, die früher der Umwandlung dieses in der Kälte unbiegsamen Metalles in Blech und Draht entgegenstanden.

Zinkkörner. *Versuch.* Bei chemischen Versuchen, insbesondere zur Entwicklung von Wasserstoff, ist es sehr bequem, das Zink granulirt, d. h. in Gestalt kleiner Körner anzuwenden. Aus dem geschmolzenen Metalle sind diese sehr leicht darzustellen; man braucht das flüssige Metall nur durch einen angefeuchteten Besen, den man über ein Wassergefäss hält und gelinde rüttelt, zu giessen (Fig. 147 a. f. S.). Auf diese Weise lassen sich auch andere leicht schmelzbare Metalle, als Blei, Zinn, Wismuth etc., und zwar bequemer als durch Zerschneiden oder Feilen, in kleinere Stücke zertheilen.

Zinkoxyd (ZnO).

424. Schmelzen des Zinks. *Versuch* a. Bleibt blankes Zink längere Zeit an der Luft liegen, so überzieht es sich mit

BSB Bayerische StaatsBibliothek

MDZ Münchener DigitalisierungsZentrum Digitale Bibliothek

Stöckhardt, Julius Adolph,

Die Schule der Chemie, oder erster Unterricht in der Chemie, versinnlicht durch einfache Experimente zum Schulgebrauch und zur Selbstbelehrung, insbesondere für angehende Apotheker, Landwirthe, Gewerbtreibende etc

Braunschw. 1868

Bamberg, Staatsbibliothek -- Ch.o.149-c
urn:nbn:de:bvb:12-bsb11438179-2